

Е. А. Перевалова

Растворы

Учебное пособие

Волжский

2018

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ВОЛЖСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ (ФИЛИАЛ)
ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО
УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОЛГОГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Е. А. Перевалова

РАСТВОРЫ

Электронное учебное пособие



2018

УДК 54(075.5)

ББК 24

П 27

Рецензенты:

Заведующий лабораториями Регионального Научно-Технического центра Schlumberger Company, к.х.н., доцент

Паршин Г. Ю.

Старший научный, к.т.н., профессор, сотрудник Филиала Федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования «Национальный исследовательский университет «МЭИ» в г. Волжском

Гончарова Л.К.

Печатается по решению редакционно-издательского совета
Волгоградского государственного технического университета

Перевалова, Е. А.

Растворы [Электронный ресурс] : учебное пособие / Е. А. Перевалова ; ВПИ (филиал) ВолГТУ. – Электрон. текстовые дан. (1 файл: 547 КБ). – Волжский, 2018. – Режим доступа: <http://lib.volpi.ru>. – Загл. с титул. экрана.

ISBN 978-5-9948-2900-4

Содержит теоретический материал по свойствам и особенностям растворов: их основные характеристики, способы выражения количественного состава растворов, свойства растворов неэлектролитов. Приведены примеры решения задач и контрольные задания для проверки степени усвоения материала. В пособие включены лабораторные работы по свойствам растворов. Дан перечень рекомендуемой литературы.

Предназначено для студентов химических и нехимических специальностей технических вузов.

Ил. 5, табл. 8, библиограф.: 7 назв.

ISBN 978-5-9948-2900-4

© Волгоградский
государственный технический
университет, 2018

© Волжский политехнический
институт, 2018

ВВЕДЕНИЕ

В настоящем пособии обобщены и систематизированы сведения по химии растворов. Данный раздел является частью курсов «Химия» и «Общая и неорганическая химия». Структура построения разделов пособия удобна для восприятия изложенного материала и способствует его лучшему изучению и закреплению.

Пособие состоит из 3 частей, содержащих теоретический материал, примеры решения типовых задач и задания для самостоятельной работы, лабораторную работу.

Первая часть посвящена общим сведениям о растворах, их характеристикам. В ней представлена история изучения растворов и процессов растворения – тот материал, который практически не рассматривается на аудиторных занятиях из-за ограничений по времени, но является очень важным для логического понимания теории и расширяет эрудицию будущих специалистов.

Вторая часть посвящена коллигативным свойствам растворов неэлектролитов. В ней рассмотрены законы Рауля, явление осмоса и осмотическое давление, их значения для жизни человека.

Приобретение полноценных знаний по химии невозможно без эксперимента. В третьей части данного учебного пособия предложены две лабораторные работы, которые включают опыты, отражающие свойства растворов.

Умение применять знания теории к решению задач является основным критерием творческого подхода к изучаемой дисциплине, поэтому пособие содержит примеры решения типовых задач и варианты контрольных заданий по каждому разделу представленного пособия.

Пособие содержит также список рекомендуемой литературы, что позволяет ориентироваться в массе современной специализированной печатной продукции. Данное пособие – необходимое дополнение к

основной литературе по химии, способствующее глубокому изучению дисциплины.

1. ОБЩИЕ ПОНЯТИЯ О РАСТВОРАХ

Наука о растворах – одна из наиболее старых областей естествознания. Растворы имеют весьма важное значение в жизни и практической деятельности человека. Достаточно указать, что процессы усвоения пищи человеком и животными связаны с переводом питательных веществ в раствор. Растворами являются все важнейшие физиологические жидкости (кровь, лимфа и т.д.). Наконец, все производства, в основе которых лежат химические процессы, связаны в той или иной мере с использованием различных растворов.

1.1 Характеристика растворов

Растворами называют гомогенные системы, состоящие из двух и более компонентов, относительные количества которых могут изменяться в определенных пределах. Растворы принято классифицировать по агрегатным состояниям. Различают:

- *газовые растворы* (обозначаются Г-Г), которые образованы газообразными компонентами (например, воздух);
- *жидкие растворы*, которые можно разделить на три разновидности: Г-Ж (раствор газообразного HCl в воде – соляная кислота), Ж-Ж (раствор этанола в воде) и Т-Ж (раствор сахара в воде);
- *твердые растворы* – тоже трех видов: Г-Т (раствор водорода в металлической платине), Ж-Т (амальгамы) и Т-Т (некоторые сплавы, например, раствор меди в золоте).

При описании растворов часто пользуются терминами «растворитель» и «растворенное вещество». Растворителем обычно считают тот компонент, который определяет агрегатное состояние раствора. При смешивании твердой соли и жидкой воды образуется

жидкий раствор, поэтому растворителем следует считать воду, а растворенным веществом – соль. Если смешивают вещества, находящиеся в одинаковом агрегатном состоянии (например, этанол и вода), растворителем считают компонент, количество которого преобладает.

Наибольшее практическое значение имеют жидкие растворы. В этих растворах обычно протекает большинство реакций, так как в них создаются весьма благоприятные условия для перемещения молекул и тесного их сближения, необходимого для химического взаимодействия.

По своей природе растворы занимают промежуточное положение между смесями и химическими соединениями. Благодаря отсутствию у растворов постоянства состава и из-за неприменимости к ним законов стехиометрии растворы приближаются к механическим смесям. С химическими соединениями их роднит однородность и довольно значительные объемные и энергетические эффекты, сопровождающие процесс растворения многих веществ.

Давайте разберемся в том, как происходит растворение веществ. Для этого понаблюдаем, как растворяется добавленный в чай сахар. Если чай холодный, то сахар растворяется медленно. Наоборот, если чай горячий и размешивается ложечкой, то растворение происходит быстро.

Попадая в воду, молекулы сахара, находящиеся на поверхности кристаллов сахарного песка, образуют с молекулами воды межмолекулярные (водородные) связи. При этом с одной молекулой сахара связывается несколько молекул воды. Тепловое движение молекул воды заставляет связанные с ними молекулы сахара отрываться от кристалла и переходить в толщу молекул растворителя.

Молекулы сахара, находящиеся на поверхности кристалла сахара, окружены молекулами воды. Между молекулами сахара и воды возникают межмолекулярные связи, благодаря которым молекулы сахара отрываются от поверхности кристалла.

Молекулы сахара, перешедшие из кристалла в раствор, могут передвигаться по всему объему раствора вместе с молекулами воды благодаря тепловому движению. Это явление называется *диффузией*.

Диффузия происходит медленно, поэтому около поверхности кристаллов находится избыток уже оторванных от кристалла, но еще не диффундировавших в раствор молекул сахара. Они мешают новым молекулам воды подойти к поверхности кристалла, чтобы связаться с его молекулами водородными или другими межмолекулярными связями. Если раствор перемешивать, то диффузия происходит интенсивнее и растворение сахара идет быстрее. Молекулы сахара распределяются равномерно, и раствор становится одинаково сладким по всему объему. При растворении перманганата калия диффузию частиц в растворе можно наблюдать визуально благодаря интенсивной малиновой окраске этого вещества.

1.2. История изучения растворов и процессов растворения

Еще в 17 веке возник интерес к химическим процессам, который с неизбежностью привел к включению в программу физико-химических работ исследования растворов. Исследования процессов растворения привели ученых к выводу, что раствор образуется в результате химического воздействия растворенного вещества и растворителя. Эта точка зрения вытеснила корпускулярную теорию растворения, которая господствовала в трудах химиков конца 17- начала 18 столетия.

1713 г. - Э. Жоффруа заметил, что если добавить спирт в воду, то температура раствора повысится.

1722 г. - Ф. Гофман доказал, что при растворении происходит соединении растворителя с растворяемым веществом. Такой же точки зрения придерживался Г. Бургава в своем известном руководстве «Элементы химии» (1732).

1730 г. - Р. Реомюр наблюдал, что тепловое расширение спирта тем больше, чем более он очищен. Он нашел, что температуры кипения воды и спирта постоянны, что при растворении двух различных жидкостей происходит увеличение или уменьшение объема: при смешении спирта и воды наблюдалось сжатие объема, причем оно было наибольшим в случае смеси из двух частей воды и одной части спирта.

Одним из главных сторонников физической точки зрения был М. В. Ломоносов (1711-1765гг.), который, опираясь на свою молекулярно-кинетическую теорию, резко противопоставлял растворение, как физический процесс химической реакции по признаку выделения или поглощения тепла. Он проводил аналогию между растворением, испарением и химической реакцией как процессами, сопровождающимися поглощением или выделением теплоты.

В начале 19 века К. Бертолле пришел к выводу, что любой вид растворения представляет собой процесс соединения, что раствор – это «слабое соединение, при котором не исчезают характерные свойства растворившихся тел». Согласно его взглядам, растворы – неопределенные соединения растворенного вещества и растворителя. В период утверждения атомистики Дальтона и учения об определенных соединениях представления К. Бертолле остались в стороне от основного направления химических исследований.

Я. Берцелиус считал растворы механическими смесями, ибо они не подчинялись закону постоянства состава и закону кратных отношений. Образование растворов он не связывал с проявлением химического сродства. Атомистические представления не были распространены на такую обширную область, как область растворов.

Хотя представления о неопределенных соединениях не получили развития в первой половине 19 века, но идея о проявлении химизма в растворах находила немало сторонников. Интерес к изучению природы растворов возрос к середине 19 века, когда все яснее и яснее вырисовывалось большое практическое значение растворов. Многие ученые того периода рассматривали растворы как механические смеси определенных соединений растворенного вещества с молекулами растворителя. Наибольшее развитие учение о растворах получило в фундаментальных работах Д. И. Менделеева.

В 1887 году выдающийся шведский физикохимик Сванте Август Аррениус окончательно сформулировал теорию электролитической диссоциации и объяснил отступление растворов электролитов от законов Вант-Гоффа и Рауля, создал учение об изогидричности, разработал теорию гидролиза солей. Установил экзотермический характер большинства процессов диссоциации электролитов и зависимость скорости и полноты протекания этих процессов от температуры.

В 1888 году В. А. Кистяковский защитил в Петербургском университете кандидатскую диссертацию на тему «Гипотеза Планка-Аррениуса». Это первое в России развернутое изложение и серьезное рассмотрение работ по теории электролитической диссоциации и физической теории растворов Я. Вант-Гоффа. Кистяковский выступил за объединение химической теории Менделеева с теорией электролитической диссоциации Аррениуса, выдвинул идею гидратации ионов, которая в дальнейшем получила широкое развитие.

В 1891 году появилась книга Ивана Алексеевича Каблукова, «Современные теории растворов (Вант-Гоффа и Аррениуса) в связи с учением о химическом равновесии». В ней он показал, что теории Менделеева и Аррениуса не противоречат, но взаимно дополняют друг друга, если считать, что электролиты диссоциированы на гидратированные ионы.

В 1917 году П. И. Вальден писал: «Ныне произошла научная амальгация химической и физической теории растворов; одна без другой не исчерпывает всех явлений многосторонней действительности, одна является дополнением другой». Ученые смогли сделать такое высказывание только после исследования неводных растворов. Оно значительно расширило и обогатило познания о механизме электролиза, о природе комплексных ионов неорганических и органических соединений, которые обыкновенно не считались электролитами.

В 1920 году появляются работы М. Борна, К. Фаянса, в которых рассматриваются вопросы, связанные с процессом растворения сильных электролитов и определением энергии гидратации различных ионов. В 1920 году М. Борн при вычислении теплот гидратации как разности энергии поля вокруг иона в воде и в вакууме принимал ион как заряженный шар, а растворитель как непрерывную среду с неизменной диэлектрической проницаемостью

Для спасения классической теории электролитической диссоциации в 1923-1925

годах П. Дебай и Э. Хюккеля опубликовали свои работы. Основная мысль заключалась в следующем: в растворе электролита катионы и анионы взаимно притягиваются. Вблизи какого-либо катиона вследствие электрического притяжения будут чаще и дольше находиться анионы, а не одноименно заряженные катионы. Вокруг каждого иона, таким образом, имеются ионная атмосфера с противоположным знаком. Однако, теория Дебая-Хюккеля учитывала лишь эффект взаимодействия ионов, не принимая во внимание силы, действующие между ионами и молекулами растворителя. Большое значение для развития теории растворов приобрели исследования структуры воды и растворов электролитов. Для изучения растворов электролитов с успехом был использован рентгеноструктурный анализ.

Научные дискуссии между сторонниками химической теории растворов и сторонниками физической теории Вант-Гоффа и теории электролитической диссоциации Аррениуса представляет собою одну из интереснейших страниц истории химии.

К концу первого десятилетия XX в. споры между сторонниками химической теории растворов и теории электролитической диссоциации стали затихать. Многие вопросы при совместном обсуждении были выяснены; отдельные положения теории электролитической диссоциации были изменены и дополнены. В процессе взаимного обсуждения крайние воззрения уточнились, освободились от своей односторонней ограниченности. Сближение двух теорий произошло по мере дальнейшего развития изучения химических свойств растворов, процессов сольватации, ассоциации и комплексообразования.

В целом, теория электролитической диссоциации с честью выдержала борьбу. Она постепенно добилась широкого признания, и можно было предвидеть, что этой теории предстоят еще долгие годы жизни. Найденные отступления от теории электролитической диссоциации открывали путь для широкого исследования гидратации ионов, природы неводных растворов и сильных электролитов.

Современная теория растворов исходит из необходимости учета всех видов взаимодействия между частицами – как физических, так и химических. Известно, что многие свойства растворителей изменяются при растворении в них веществ: изменяются плотность, электро- и теплопроводность, давление пара растворителя, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление, цвет и многое другое. Ряд этих свойств – давление пара растворителя, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление – зависят от концентрации частиц (молекул, ионов) в растворе. Такие свойства называются **коллигативными**. Для разбавленных растворов веществ установлены простые аналитические зависимости между соответствующим свойством и концентрацией частиц.

1.3. Растворимость

Раствор, находящийся в равновесии с растворяющимся веществом,

называется **насыщенным**. Насыщенный раствор содержит максимально возможное (при данных условиях) количество растворённого вещества. Концентрацию насыщенного раствора некоторого вещества называют растворимостью этого вещества (обычно выражают количеством граммов вещества в 100 г растворителя).

Ненасыщенный раствор содержит вещества меньше, чем насыщенный. Поэтому при контакте ненасыщенного раствора с чистым веществом происходит его дополнительное растворение вплоть до насыщения раствора. Можно получить и пересыщенный раствор, который содержит вещества больше, чем насыщенный. **Пересыщенный** раствор неустойчив, из него легко выделяется избыток вещества до тех пор, пока не будет достигнута концентрация насыщенного раствора.

Процесс растворения всегда сопровождается выделением или поглощением энергии (**теплоты растворения**) и изменением объёма. Большинство кристаллических веществ растворяются в жидкостях с поглощением теплоты, однако при растворении в воде NaOH, K_2CO_3 , безводного $CuSO_4$ и многих других происходит выделение теплоты. Выделяется теплота и при растворении некоторых жидкостей и всех газов.

При растворении кристаллов происходит их разрушение, что требует затраты энергии. Поэтому растворение должно сопровождаться поглощением теплоты. Наличие обратного эффекта свидетельствует о взаимодействии растворителя с растворённым веществом. Это взаимодействие получило название сольватации (в частном случае водных растворов – гидратации), а продукты такого взаимодействия – сольватов (гидратов). Таким образом, растворы можно рассматривать как сложные равновесные системы, состоящие из растворителя, растворённого вещества и продуктов их взаимодействия.

Процесс образования гидратов протекает с выделением теплоты. При растворении твердых веществ общий тепловой эффект складывается из

теплового эффекта собственно растворения и теплового эффекта гидратации. Поскольку первый из этих процессов эндотермичен, а второй экзотермичен, теплота растворения может иметь как положительное, так и отрицательное значение.

Гидраты, как правило, нестойкие соединения, часто разлагающиеся при выпаривании растворов. Но иногда гидраты настолько прочны, что при выделении растворенного вещества из раствора вода входит в состав его кристаллов. Вещества, в кристаллы которых входят молекулы воды, называются **кристаллогидратами**, а содержащаяся в них вода – **кристаллизационной**.

Состав кристаллогидратов принято изображать формулами, показывающими, какое количество кристаллизационной воды содержит кристаллогидрат. Например, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Растворимость различных веществ в воде изменяется в широких пределах. Величина растворимости зависит от природы растворенного вещества и растворителя, а также от внешних условий.

Растворимость твердых веществ всегда ограничена. В данном объеме жидкости может растворяться строго определенное количество твердого вещества, т.е. растворение протекает до достижения концентрации, при которой устанавливается равновесие между растворением и кристаллизацией вещества из раствора, т.е. до образования *насыщенного раствора*.

Концентрация насыщенного раствора при данной температуре величина постоянная и характеризует *растворимость* твердого вещества. По растворимости в воде все вещества можно разделить на:

- растворимые (соли щелочных металлов и аммония, сахароза, фруктоза и др.) – в 100 г воды при 20 °С растворяется более 10 г вещества (в таблице растворимости такие вещества обозначены буквой **P**);
- малорастворимые (гидроксид кальция, хлорид свинца, сульфат

серебра и др.) – в 100 г воды при 20 °С растворяется менее 1 г вещества (в таблице растворимости обозначены буквой *M*);

– практически нерастворимые (сульфат бария, карбонат кальция, гидроксид железа) – в 100 г воды при 20 °С растворяется менее 0,01 г вещества (в таблице растворимости обозначены буквой *H*).

Полностью нерастворимых веществ не бывает.

Как правило, растворение твердых тел сопровождается поглощением теплоты (т.к. необходимо затратить энергию на разрыв связей в кристалле). Поэтому при повышении температуры растворимость возрастает. Но может быть и наоборот (растворение щелочей, солей магния и алюминия и др.).

Влияние природы компонентов раствора на растворимость довольно точно отражено в старинном правиле: «подобное растворяется в подобном». Растворимость тем выше, чем ближе друг к другу растворитель и растворяемое вещество по природе химических связей. В этом случае химические связи наиболее легко перераспределяются при образовании раствора. Поэтому вещества с ионным или полярным типом связи (например, неорганические соли) легче растворяются в полярных растворителях (например, в воде), а вещества с неполярным типом связи (йод, сера) – в неполярных или малополярных (в бензине, сероуглероде).

Влияние температуры на растворимость определяется знаком теплового эффекта растворения. Растворение большинства твердых веществ и жидкостей сопровождается поглощением теплоты. В соответствии с принципом Ле Шателье, при увеличении температуры растворимость этих веществ увеличивается. Если растворение происходит с выделением теплоты, растворимость с ростом температуры понижается. Это наблюдается, например, при растворении в воде щелочей, многих солей лития, магния, алюминия.

Растворение газов в воде почти всегда сопровождается выделением

теплоты (вследствие сольватации их молекул), поэтому при повышении температуры растворимость газов понижается.

На растворимости твердых веществ и жидкостей давление практически не сказывается, т.к. в этом случае изменение объёма системы при растворении крайне незначительно. При растворении газообразных веществ в жидкостях объём системы уменьшается, поэтому рост давления способствует увеличению растворимости газов. Эта зависимость выражается *законом Генри*: при постоянной температуре растворимость газа в жидкости пропорциональна парциальному давлению газа над жидкостью.

1.4. Способы выражения количественного состава растворов

Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными единицами – долями или процентами, либо величинами размерными – концентрациями. Концентрацией раствора называют количество растворенного вещества, содержащегося в определённой массе или объёме раствора или растворителя. Растворы с большой концентрацией растворённого вещества называются концентрированными, с малой – разбавленными.

Наиболее часто употребляемыми в химии способами выражения содержания растворенного вещества в растворе являются: массовая и молярная доли, молярная, эквивалентная и моляльная концентрации, а также титр раствора.

1) ***Массовая доля*** – это соотношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в долях или процентах, показывает число граммов растворенного вещества в 100 г раствора.

$$\omega = \frac{m_{p.v.}}{m_{p-ra}} \cdot 100\%,$$

где $m_{p.v.}$ – масса растворенного вещества, г;

m_{p-ra} – масса раствора, г;

$$m_{p-ра} = m_{p-ля} + m_{p.в.},$$

где $m_{p-ля}$ - масса растворителя, г.

2) **Мольная доля** – это отношение числа молей растворенного вещества (или растворителя) к сумме числа молей растворенного вещества и растворителя.

$$N = \frac{V_{p.в.}}{V_{p.в.} + V_{p-ля}},$$

где $V_{p.в.}$ - число молей растворенного вещества, моль;

$V_{p-ля}$ - число молей растворителя, моль.

Сумма мольных долей всех компонентов равна 1.

3) **Молярная концентрация (молярность)** – это отношение количества растворенного вещества к объему раствора, показывает число молей растворенного вещества в 1 литре раствора.

$$C_m = \frac{V_{p.в.}}{V_{p-ра}} = \frac{m_{p.в.}}{M \cdot V_{p-ра}}; \text{ моль/л}$$

где M - молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{p-ра}$ – объем раствора, л;

Записи: 0,1 М КСl или 0,02 М CuSO₄ означают соответственно децимолярный (0,1 моль/л) раствор хлорида калия и двусантимольный (0,02 моль/л) раствор сульфата меди (II).

4) **Эквивалентная или нормальная концентрация (нормальность)** – отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора, показывает число эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора.

$$C_n = \frac{V_{э.в.}}{V_{p-ра}} = \frac{m_{p.в.}}{M_{э} \cdot V_{p-ра}}; \text{ моль/л}$$

где $M_{э}$ - эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{э.в.}$ - число эквивалентов растворенного вещества, моль;

Запись 0,2 н. HCl означает двудецинормальный (0,2 моль/л) раствор соляной кислоты.

5) **Моляльная концентрация (моляльность)** – это отношение количества растворенного вещества к массе растворителя, показывает сколько молей растворенного вещества содержится в 1 кг растворителя.

$$C_m = \frac{V_{p.v.}}{m_{p-ля}} = \frac{m_{p.v.}}{M \cdot m_{p-ля}}; \text{ моль/кг}$$

6) **Timp** – масса растворенного вещества, приходящаяся на 1 мл раствора.

$$T = \frac{m_{p.v.}}{V_{p-ра}} = \frac{C_n \cdot M_{\text{э}}}{1000} = \frac{C_M \cdot M}{1000}; \text{ г/мл}$$

Использование эквивалентной концентрации растворов значительно упрощает вычисление объёмов реагирующих друг с другом веществ. Из закона эквивалентов следует, что объёмы растворов взаимодействующих веществ обратно пропорциональны их эквивалентным концентрациям:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{n2}}{C_{n1}},$$

где V_1, V_2 – объёмы взаимодействующих растворов;

C_{n1}, C_{n2} – эквивалентные концентрации растворов.

Для перехода от одного способа выражения концентрации к другому можно использовать формулы:

$$\omega = \frac{T \cdot 100}{\rho}; \quad T = \frac{C_n \cdot M_{\text{э}}}{1000} = \frac{C_M \cdot M}{1000}.$$

1.5. Примеры решения типовых задач

Задача 1. Сколько граммов и молей вещества содержится в 100 мл 21 % раствора NaOH ($\rho = 1,23$ г/мл)?

Решение. Масса раствора:

$$m_{p-ра} = V \cdot \rho = 100 \cdot 1,23 = 123 \text{ г.}$$

Из формулы массовой доли выразим и найдём массу вещества:

$$m_{\text{в}} = \frac{m_{\text{р-ра}} \cdot \omega}{100\%} = \frac{123 \cdot 21\%}{100\%} = 25,83 \text{ г.}$$

Молярная масса NaOH равна 40 г/моль. Следовательно, число молей NaOH в растворе составит:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{25,83}{40} = 0,65 \text{ моль.}$$

Задача 2. В 370 мл воды растворили 30 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Найдите массовую долю сульфата меди в полученном растворе.

Решение. Плотность воды равна 1 г/мл; тогда её масса

$$m_{\text{воды}} = 370 \cdot 1 = 370 \text{ г.}$$

Т.о, масса воды в граммах численно равна её объёму в миллилитрах.

Находим массу полученного раствора по формуле:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{воды}} = 370 + 30 = 400 \text{ г.}$$

Определяем массу безводного сульфата меди CuSO_4 в 30 г медного купороса:

Молярная масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна 250 г/моль.

Молярная масса CuSO_4 равна 160 г/моль.

В 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 160 г CuSO_4 ;

В 30 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится x г CuSO_4 .

$$x = \frac{30 \cdot 160}{250} = 19,2 \text{ г.}$$

Таким образом, в растворе содержится 19,2 г безводного сульфата меди. По формуле рассчитываем массовую долю сульфата меди в растворе:

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% = \frac{19,2}{400} \cdot 100\% = 4,8\%.$$

Задача 3. К 200 мл 35 % раствора NaOH ($\rho = 1,38$ г/мл) добавили 500 мл воды. Определите концентрацию полученного раствора.

Решение. Определим массу исходного раствора:

$$m_{p-ра} = V \cdot \rho = 200 \cdot 1,38 = 276 \text{ г.}$$

Найдём массу вещества в этом растворе:

$$m_B = \frac{m_{p-ра} \cdot \omega}{100\%} = \frac{276 \cdot 35\%}{100\%} = 96,6 \text{ г.}$$

В исходном растворе содержится 96,6 г NaOH. Такое же количество будет содержаться в растворе после его разбавления. Определим массу полученного раствора:

$$m_{p-ра} = 276 + 500 = 776 \text{ г.}$$

Зная массу раствора и содержание в нём растворённого вещества, найдём массовую долю NaOH в полученном растворе:

$$\omega = \frac{m_B}{m_{p-ра}} \cdot 100\% = \frac{96,6}{776} \cdot 100\% = 12,8\%.$$

Задача 4. Сколько граммов серной кислоты содержится в 400 мл 2 М раствора? Чему равны нормальность и титр этого раствора?

Решение. Молярная масса серной кислоты равна 98 г/моль. Переводим объём раствора в литры $V_{p-ра} = 400 \text{ мл} = 0,4 \text{ л}$ и из формулы молярной концентрации выражаем и находим массу серной кислоты:

$$m_B = C_M \cdot V_{p-ра} \cdot M = 2 \cdot 0,4 \cdot 98 = 78,4 \text{ г.}$$

Находим эквивалентную массу H_2SO_4 :

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{98}{2 \cdot 1} = 49 \text{ г/моль.}$$

По формуле эквивалентной концентрации определяем нормальность раствора:

$$C_N = \frac{m_B}{M_{(\text{э})B} \cdot V_{p-ра}} = \frac{78,4}{49 \cdot 0,4} = 4 \text{ моль/л.}$$

Зная молярную концентрацию раствора, нормальную можно найти и другим способом. Т.к. молярная масса больше эквивалентной в $(k \cdot z)$ число раз, то в соответствии с формулами этих концентраций,

эквивалентная концентрация во столько же раз больше молярной:

$$C_H = C_M \cdot (k \cdot z) = 2 \cdot 2 \cdot 1 = 4 \text{ моль/л.}$$

Титр раствора находим по формуле:

$$T = \frac{m_B}{V_{p-ра}} = \frac{78,4}{400} = 0,196 \text{ г/мл.}$$

Задача 5. Вычислите эквивалентную концентрацию 49 % раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,33$ г/мл).

Решение. Молярная масса фосфорной кислоты равна 98 г/моль. Её эквивалентная масса:

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{k \cdot z} = \frac{98}{3 \cdot 1} = 32,67 \text{ г/моль.}$$

Пусть объём раствора равен 1 л (1000 мл), тогда его масса

$$m_{p-ра} = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,33 = 1330 \text{ г.}$$

Зная массовую долю H_3PO_4 в растворе, из формулы массовой доли найдём массу вещества, содержащегося в 1 л раствора:

$$m_B = \frac{m_{p-ра} \cdot \omega}{100\%} = \frac{1330 \cdot 49\%}{100\%} = 651,7 \text{ г.}$$

По соответствующей формуле определяем нормальность раствора:

$$C_H = \frac{m_B}{M_{(\text{э})B} \cdot V_{p-ра}} = \frac{651,7}{32,67 \cdot 1} = 19,95 \text{ моль/л.}$$

Задача 6. Сколько миллилитров 74 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,664$ г/мл) потребуется для приготовления 5 л 0,25 н. раствора?

Решение. Молярная масса серной кислоты равна 98 г/моль. Её эквивалентная масса - 49 г/моль (см. задачу 4). Из формулы эквивалентной концентрации определяем массу H_2SO_4 , содержащуюся в 5 л 0,25 н. раствора: $m_B = C_H \cdot V_{p-ра} \cdot M_{\text{э}} = 0,25 \cdot 5 \cdot 49 = 61,25$ г.

Такое же количество H_2SO_4 должно содержаться в исходном 74 % растворе. Из формулы массовой доли находим массу 74 % раствора,

необходимого для приготовления 5 л 0,25 н. раствора:

$$m_{\text{p-ра}} = \frac{m_{\text{в}} \cdot 100 \%}{\omega} = \frac{61,25 \cdot 100 \%}{74 \%} = 82,78 \text{ г.}$$

И определяем объём 74 % раствора:

$$V_{\text{p-ра}} = \frac{m_{\text{p-ра}}}{\rho} = \frac{82,78}{1,664} = 49,74 \text{ мл.}$$

Задача 7. Сколько воды необходимо прибавить к 0,5 л 2 н. раствора NaOH, чтобы получить 0,4 н. раствор?

Решение. При разбавлении раствора его концентрация обратно пропорциональна объёму:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{\text{н2}}}{C_{\text{н1}}}$$

Из этой формулы находим объём 0,4 н. раствора (V_2):

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot C_{\text{н1}}}{C_{\text{н2}}} = \frac{0,5 \cdot 2}{0,4} = 2,5 \text{ л.}$$

Находим количество воды, которое необходимо добавить к исходному раствору: $V_{\text{воды}} = V_2 - V_1 = 2,5 - 0,5 = 2 \text{ л.}$

Задача 8. Определите молярную концентрацию и молярные доли компонентов в 20 % растворе сахара ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

Решение. Массовая доля сахара в растворе - это число единиц массы вещества, содержащихся в 100 единицах массы раствора. Следовательно, в 100 г данного раствора содержится 20 г сахара и 80 г (0,8 кг) воды. Молярная масса сахара равна 342 г/моль, молярная масса воды - 18 г/моль.

По соответствующей формуле находим молярную концентрацию раствора:

$$C_{\text{м}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{20}{342 \cdot 0,8} = 0,073 \text{ моль/кг.}$$

Находим число молей компонентов в 100 г раствора:

$$v_{\text{сах.}} = \frac{m}{M} = \frac{20}{342} = 0,0585 \text{ моль,}$$

$$v_{\text{воды}} = \frac{80}{18} = 4,444 \text{ моль.}$$

По формуле находим мольную долю сахара:

$$N_{\text{сах.}} = \frac{v_{\text{сах.}}}{v_{\text{сах.}} + v_{\text{воды}}} = \frac{0,0585}{0,0585 + 4,444} = 0,013.$$

Аналогично можно найти мольную долю воды. Но сумма мольных долей всех компонентов равна 1, поэтому мольную долю воды можно найти по разности: $N_{\text{воды}} = 1 - N_{\text{сах.}} = 1 - 0,13 = 0,87$.

Задача 9. Определите массу КОН, содержащегося в 400 мл раствора, если на нейтрализацию 24 мл этого раствора израсходовано 10 мл 0,2 н. раствора кислоты.

Решение. Так как вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах, из формулы найдём нормальную концентрацию КОН:

$$C_{\text{н(КОН)}} = \frac{C_{\text{н(кисл.)}} \cdot V_{\text{(кисл.)}}}{V_{\text{(КОН)}}} = \frac{0,2 \cdot 10}{24} = 0,0833 \text{ моль/л.}$$

Эквивалентная масса КОН равна его молярной массе и составляет 56 г/моль. Переводим объём раствора в литры (400 мл = 0,4 л) и из формулы находим массу щёлочи:

$$m_{\text{КОН}} = C_{\text{н}} \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot M_{\text{э}} = 0,0833 \cdot 0,4 \cdot 56 = 1,87 \text{ г.}$$

Замечание: при оформлении письменных работ не требуется подробное описание последовательности действий при решении задач, достаточно символически записать исходные данные условия («Дано») и краткое решение (как в примерах 10 и 11)

Пример 10. К 950 г воды прибавили 50 мл 48%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,38$ г/мл). Вычислить массовую долю H_2SO_4 в полученном растворе.

Решение.

Дано:

$$\omega_1 = 48\% = 0,48$$

$$\rho = 1,38 \text{ г/мл}$$

$$V(\text{р-ра}) = 50 \text{ мл}$$

$$\omega_1 = \frac{m_{\text{в}}}{m_1(\text{р-ра})} \cdot 100\% \Rightarrow m_{\text{в}} = m_1(\text{р-ра}) \cdot \omega_1;$$

$m(H_2O)=950г$ <hr/> $\omega_2 = ?$	$m_1(p-pa) = V_{p-pa} \cdot \rho = 50 \cdot 1,38 = 69г$ $m_в = 69 \cdot 0,48 = 33,12г$ $\omega_2 = \frac{m_в}{m_1(p-pa) + m(H_2O)} \cdot 100\% = \frac{33,12}{69 + 950} \cdot 100\% = 3,25\%$
--	---

Пример 11. Рассчитайте массу 5% (по массе) раствора $MgSO_4$, для приготовления которого взято 400 г кристаллогидрата $MgSO_4 \cdot 7H_2O$.

Решение.

Дано: $\omega = 5\% = 0,05$ $m(MgSO_4 \cdot 7H_2O) = 400г$ <hr/> $m(p-pa) = ?$	$\omega = \frac{m_в}{m(p-pa)} \Rightarrow m(p-pa) = \frac{m_в}{\omega};$ $m(MgSO_4) = \frac{m(MgSO_4 \cdot 7H_2O) \cdot M(MgSO_4)}{M(MgSO_4 \cdot 7H_2O)} =$ $= \frac{400 \cdot 120}{246} = 195,12г$ $m(p-pa) = \frac{m_в}{\omega} = \frac{195,12}{0,05} = 3902,4г$
---	---

1.6. Контрольные задания

Вариант 1

1. Найдите процентную концентрацию раствора, полученного при растворении 2,5 моля NaOH в 900 мл воды.
2. Найдите молярную и эквивалентную концентрацию раствора, 3 л которого содержат 200 г карбоната калия.

Вариант 2

1. Сколько граммов HCl содержится в 100 мл 18,4 % раствора соляной кислоты ($\rho = 1,090$ г/мл)?
2. Определите молярные доли компонентов в растворе, полученном при растворении 6,84 г сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$) в 45 мл воды. Чему равен титр этого раствора ($\rho = 1,2$ г/мл)?

Вариант 3

1. К 1 л 50 % HNO_3 ($\rho = 1,31$ г/мл) прибавили 700 мл воды. Найдите

процентную концентрацию полученного раствора.

2. Титр раствора NaOH равен 0,08 г/мл. Найдите нормальность этого раствора.

Вариант 4

1. Содержание солей в морской воде достигает 3,5 %. Сколько соли останется после выпаривания 10 л морской воды ($\rho = 1,024$ г/мл)?

2. Вычислите молярную концентрацию 10 % раствора азотной кислоты ($\rho = 1,056$ г/мл).

Вариант 5

1. Найдите процентную концентрацию раствора сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$), в котором на 1 моль сахара приходится 20 молей воды.

2. Сколько граммов серной кислоты содержится в 400 мл 0,5 н. раствора? Чему равен титр этого раствора?

Вариант 6

1. К 80 г 15% раствора добавили 20 мл воды. Найдите процентную концентрацию полученного раствора.

2. Определите молярную концентрацию 8% раствора $CuSO_4$ ($\rho = 1,083$ г/мл).

Вариант 7

1. 0,5 моля хлороводорода растворили в 72,8 мл воды. Найдите процентную концентрацию полученного раствора.

2. Какой объём воды надо добавить к 250 мл 2 М раствора карбоната натрия, чтобы получить 0,5 М раствор?

Вариант 8

1. Сколько граммов HCl содержится в 1 л 29,2% раствора соляной кислоты ($\rho = 1,145$ г/мл)?

2. Сколько граммов NaOH содержится в 400 мл 0,12 М раствора? Чему равен титр этого раствора?

Вариант 9

1. Сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо взять для приготовления 2 л 16 % раствора сульфата меди ($\rho = 1,18$ г/мл)?
2. Какой объём воды надо добавить к 200 мл 1 н. раствора NaOH , чтобы получить 0,15 н. раствор?

Вариант 10

1. Сколько воды надо добавить к 300 мл 50 % раствора NaOH ($\rho = 1,51$ г/мл), чтобы получить 10 % раствор?
2. Найти молярную и эквивалентную концентрацию раствора, содержащего в 300 мл 12 г карбоната натрия.

Вариант 11

1. Сколько граммов H_2SO_4 содержится в 1 л 20 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,14$ г/мл)?
2. Вычислите эквивалентную концентрацию 35 % раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,38$ г/мл).

Вариант 12

1. Чему равна процентная концентрация раствора, полученного при растворении 50 г вещества в 600 мл воды?
2. Какой объём 49 % раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,33$ г/мл) требуется для приготовления 2 л 0,1 н. раствора фосфорной кислоты?

Вариант 13

1. В 1 кг воды при 25 °С растворяется 8,91 моля KI . Чему равна процентная концентрация этого раствора?
2. Сколько граммов растворённого вещества содержится в 600 мл 0,2 н. раствора сульфата меди? Чему равен титр этого раствора?

Вариант 14

1. Сколько молей серной кислоты содержится в 400 г 49 % раствора?
2. В 400 мл воды растворили 25 г хлорида натрия. Определите процентную концентрацию раствора и мольные доли компонентов.

Вариант 15

1. Сколько граммов $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 800 г раствора, содержащего 15 % безводного хлорида бария?
2. Сколько миллилитров 0,1 н. HCl можно приготовить из 80 мл 0,75 н. раствора этой кислоты?

Вариант 16

1. Сколько молей NaCl содержится в 500 мл 20 % раствора ($\rho = 1,152$ г/мл)?
2. Для нейтрализации 20 мл раствора серной кислоты потребовалось 25 мл 0,05 н. раствора NaOH . Найдите нормальность и молярность кислоты.

Вариант 17

1. Сколько граммов HNO_3 содержится в 10 л 50 % раствора азотной кислоты ($\rho = 1,31$ г/мл)?
2. Сколько миллилитров 30 % раствора сульфата магния ($\rho = 1,31$ г/мл) нужно взять для приготовления 5 л 0,25 М раствора?

Вариант 18

1. Сколько воды необходимо добавить к 500 мл 20 % раствора хлорида натрия ($\rho = 1,152$ г/мл), чтобы получить 5 % раствор?
2. В 500 мл воды растворили 75 г BaCl_2 . Определить молярную концентрацию полученного раствора.

Вариант 19

1. Концентрация насыщенного при 20 °С раствора нитрата калия равна 24,1 %. Сколько граммов нитрата калия растворяется при 20 °С в 200 мл воды?
2. Определить нормальность и молярность раствора, в 400 мл которого содержится 40 г H_3PO_4 .

Вариант 20

1. Сколько граммов хлорида калия следует добавить к 450 г 8 % раствора этой соли для получения 12 % раствора?
2. Сколько граммов растворённого вещества содержится в 320 мл 0,4 М

раствора хлорида кальция. Чему равен титр этого раствора?

Вариант 21

1. Сколько литров 2,5 %-ного раствора NaOH ($\rho = 1,03$ г/мл) можно приготовить из 80 мл 35%-ного раствора ($\rho = 1,38$ г/мл)?
2. Определите молярную и нормальную концентрацию 61,4 % (по массе) раствора $MgSO_4$ ($\rho = 1,31$ г/мл).

Вариант 22

1. К 950 г воды прибавили 50 мл 48%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,38$ г/мл). Вычислить массовую долю H_2SO_4 в полученном растворе.
2. Смешаны 400 мл 1,2 М раствора NaOH и 600 мл 1,8 М раствора NaOH. Определите молярность полученного раствора.

Вариант 23

1. Смешали 2 л 10%-ного и 4 л 24%-ного раствора азотной кислоты. Чему равна массовая доля полученного раствора?
2. На нейтрализацию 20 мл 1 н. раствора гидроксида натрия пошло 20 мл раствора серной кислоты. Чему равна нормальность раствора кислоты?

Вариант 24

1. На нейтрализацию 40 мл 0,1 н раствора азотной кислоты пошло 4 мл раствора гидроксида калия. Чему равна нормальность раствора щелочи?
2. Вычислить молярную концентрацию раствора K_2SO_4 , в 20,0 мл которого содержится 1,74 г растворенного вещества. Какова нормальная концентрация этого раствора?

Вариант 25

1. На нейтрализацию 60 мл 0,25 н. H_2SO_4 пошло 180 мл раствора KOH. Чему равны нормальность и титр раствора KOH?
2. До какого объема нужно довести раствор, содержащий 25,0 г $CuSO_4$, чтобы нормальная концентрация полученного раствора была 0,50 н.?

2. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

В 1887 году С. Аррениус изучая электропроводность растворов

разделил все вещества на 2 группы: электролиты и неэлектролиты.

Неэлектролиты – это вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток.

2.1. Законы Рауля

Французский химик Франсуа Мари Рауль родился в Фурн-ан-Веп, Нормандия. Первоначальное образование получил в Лионской коллегии; учился в Парижском университете. С 1853 г. был учителем в Реймском лицее, затем в колледже в Сен-Дье, а с 1865 г. в лицее в Сансе; в 1867-1901 гг. работал в Гренобльском университете, где был профессором химии (с 1870), а затем и деканом факультета.

Научная деятельность Рауля началась в 1863 г.; его первые исследования относились к переходу химической энергии в энергию электрического тока. В своих исследованиях Рауль пытался объяснить различие между количеством теплоты, выделенным в гальваническом элементе и вычисленным по закону Джоуля-Ленца, различными вторичными процессами.

Главной заслугой Рауля стали выполненные им исследования понижения температуры замерзания и понижения упругости пара (или, что, то же самое, повышения температуры кипения) растворителя при введении в него растворенного вещества. Первая часть этих исследований была опубликована в 1882 г., и принадлежит к одним из первых блестящих исследований в области физической химии растворов. Рауль провёл многочисленные измерения температур замерзания и кипения водных и неводных растворов различных веществ и пришёл к выводу: количества различных веществ, которые вызывают одинаковое (по сравнению с чистым растворителем) понижение температуры замерзания или повышение температуры кипения, зависят только от их молекулярных масс.

Законы Рауля дали возможность определять молекулярные массы по понижению температуры замерзания или по повышению температуры кипения разбавленных растворов. Рауль ввёл в химию термин "криоскопия"; сконструировал газовую горелку для газового анализа (1876), усовершенствованную позже Р. В. Бунзеном. Открыл закон понижения сжимаемости растворов с увеличением их концентрации, обнаружил тиофен в техническом бензоле.

Научные заслуги Рауля были отмечены в 1872 г. медалью ученых французских обществ, затем международной премией по химии Ла Каза (французской Академии наук), премией Биеняля (также от французской академии) и медалью Дэви (1892). В 1899 г. Рауль был избран членом-корреспондентом Петербургской Академии наук.

2. 2. Давление пара растворителя над раствором

Рассмотрим процесс испарения любой жидкости. Молекулы жидкости перемещаются хаотически в разных направлениях с различными скоростями. Те из них, которые оказываются у поверхности и движутся вверх, могут за счет своей кинетической энергии преодолеть силы межмолекулярного взаимодействия и покинуть пределы жидкости. Если

жидкость находится в открытом сосуде, такой процесс, в конце концов, приведет к полному испарению жидкости.

Если жидкость находится в закрытом сосуде, то молекулы постепенно накапливаются в пространстве над ней. Предположим, для простоты, что в сосуде отсутствует воздух или другие посторонние вещества. Молекулы, оказавшиеся в газообразной фазе, перемещаясь хаотически, ударяются о поверхность жидкости и могут поглощаться ею, т. е. будет происходить процесс, обратный испарению и называемый *конденсацией пара*. В начальный период испарения, когда концентрация молекул в паре мала, процесс конденсации происходит в незначительной степени. По мере накопления молекул в паре возрастает скорость конденсации. В некоторый момент времени наступит состояние, когда скорость испарения станет равной скорости конденсации. Такое состояние называется *равновесием*. Пар, находящийся в равновесии с жидкостью, называется *насыщенным паром*. Давление пара, находящегося в равновесии с жидкостью, называется *давлением насыщенного пара*. Эта величина не зависит от количества пара и жидкости, от наличия и количества воздуха или другого газа, инертного по отношению к пару, а зависит только от температуры и природы вещества.

Если поверхность жидкости является плоской, то давление насыщенного пара данного вещества при неизменной температуре является величиной постоянной.

При повышении температуры в жидкости увеличивается количество молекул, обладающих достаточной кинетической энергией, чтобы преодолеть силы межмолекулярного взаимодействия, и давление насыщенного пара увеличивается. Так, например, давление насыщенного водяного пара при температуре 25°C (298 K) равно $23,76\text{ мм ртутного столба}$ или 3168 Па .

Представим, что в равновесную систему жидкость А – пар введено некоторое вещество В. При образовании раствора мольная доля растворителя X_A становится меньше единицы; равновесие в соответствии с принципом Ле Шателье – Брауна смещается в сторону конденсации вещества А, т.е. в сторону уменьшения давления насыщенного пара P_A . Очевидно, что, чем меньше мольная доля компонента А в растворе, тем меньше парциальное давление его насыщенных паров над раствором.

Для некоторых растворов выполняется следующая закономерность, называемая *первым законом Рауля*:

Парциальное давление насыщенного пара компонента раствора прямо пропорционально его мольной доле в растворе, причем коэффициент пропорциональности равен давлению насыщенного пара над чистым компонентом.

$$P_i = P_i^0 \cdot N_i.$$

Поскольку сумма мольных долей всех компонентов раствора равна единице, для бинарного раствора, состоящего из компонентов А и В, легко получить следующее соотношение, также являющееся формулировкой первого закона Рауля:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{V_A}{V_A + V_B}.$$

Относительное понижение давления пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества и не зависит от природы растворенного вещества.

Растворы, для которых выполняется закон Рауля, называют *идеальными растворами*. Идеальными при любых концентрациях являются растворы, компоненты которых близки по физическим и химическим свойствам (оптические изомеры, гомологи и т.п.) и образование которых не сопровождается объёмными и тепловыми

эффектами. В этом случае силы межмолекулярного взаимодействия между однородными и разнородными частицами примерно одинаковы, и образование раствора обусловлено лишь энтропийным фактором. Растворы, компоненты которых существенно различаются по физическим и химическим свойствам, подчиняются закону Рауля лишь в области бесконечно малых концентраций.

2.3. Давление пара идеальных и реальных растворов

Если компоненты бинарного (состоящего из двух компонентов) раствора летучи, то пар над раствором будет содержать оба компонента (относительное содержание компонентов в парах будет, как правило, отличаться от содержания их в растворе – пар относительно богаче компонентом, температура кипения которого ниже). Рассмотрим бинарный раствор, состоящий из компонентов А и В, неограниченно растворимых друг в друге. Общее давление пара, согласно первому закону Рауля, равно

$$P = P^{\circ}_A X_A + P^{\circ}_B X_B = P^{\circ}_B X_B + P^{\circ}_A (1 - X_B) = P^{\circ}_A - X_B (P^{\circ}_A - P^{\circ}_B)$$

Таким образом, для идеальных бинарных растворов зависимость общего и парциального давления насыщенного пара от состава раствора, выраженного в мольных долях компонента В, является линейной при любых концентрациях (рис.2.1). К таким системам относятся, например, системы бензол – толуол, гексан – гептан, смеси изомерных углеводородов и др.

Реальные растворы с положительными отклонениями давления пара образуются из чистых компонентов с поглощением теплоты ($\Delta H_{\text{раств}} > 0$), растворы с отрицательными отклонениями образуются с выделением теплоты ($\Delta H_{\text{раств}} < 0$).

Для систем, в которых зависимость давления пара от состава нелинейная, нет общего выражения, в такой простой форме связывающего составы пара и раствора. Зависимость состава пара от состава раствора и общего давления характеризуется законом, открытым

Д.И.Коноваловым и носящим его имя.

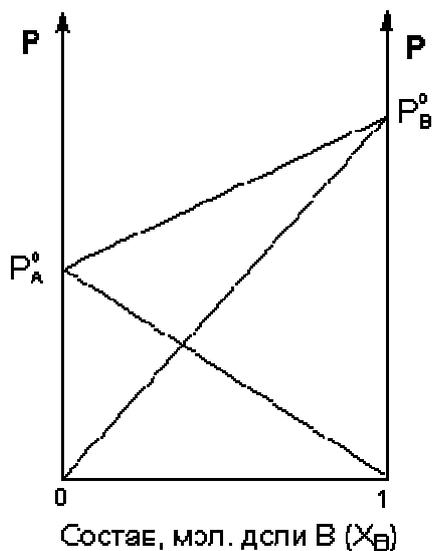


Рис. 2.1. Зависимость парциальных и общего давлений пара идеального раствора от концентрации.

Для **реальных растворов** данные зависимости являются криволинейными (рис.2.2). Если молекулы данного компонента взаимодействуют друг с другом сильнее, чем с молекулами другого компонента, то истинные парциальные давления паров над смесью будут больше, чем вычисленные по первому закону Рауля (*положительные отклонения*). Если же однородные частицы взаимодействуют друг с другом слабее, чем разнородные, парциальные давления паров компонентов будут меньше вычисленных (*отрицательные отклонения*).

Закон Коновалова характеризует соотношения между составами равновесных жидкостей и пара и влияние добавления того или иного компонента на общее давление пара. Он формулируется следующим образом:

а) *Повышение относительного содержания компонента в жидкой фазе всегда вызывает увеличение относительного содержания его и в парах.*

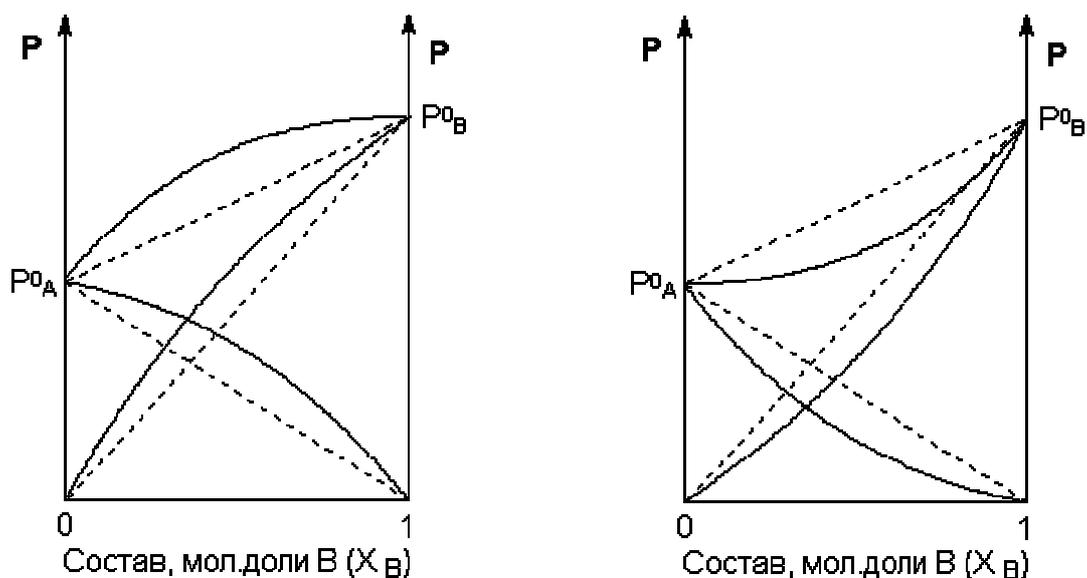


Рис. 2.2. Зависимость парциальных и общего давлений пара идеальных (штриховая линия) и реальных (сплошная линия) бинарных растворов от состава при положительных (слева) и отрицательных (справа) отклонениях от закона Рауля.

б) В двойной системе пар, по сравнению с находящейся с ним в равновесии жидкостью, относительно более богаче тот из компонентов, прибавление которого к системе повышает общее давление пара, т.е. понижает температуру кипения смеси при данном давлении.

Введем в раствор из двух веществ какое-либо новое вещество. В общем случае это вещество распределится между обоими веществами в растворе, пропорционально своей растворимости в каждом из них. Отсюда вытекает закон распределения, согласно которому вещество, способное растворяться в двух несмешивающихся растворителях, распределяется между ними так, что отношение его концентраций в этих растворителях при постоянной температуре остается постоянным, независимо от общего количества растворенного вещества.

$$K_D(B) = \frac{C_{1B}}{C_{2B}}$$

где C_{1B} и C_{2B} - концентрации растворенного вещества в первом и

втором растворителях;

$K_D(B)$ – константа распределения вещества В между двумя жидкими несмешивающимися фазами

2.4. Температура кристаллизации разбавленных растворов

Любое чистое вещество, находящееся в жидком состоянии, характеризуется определённой *температурой замерзания*, при которой оно полностью отвердевает. Раствор, в отличие от чистой жидкости, не превращается целиком в твердое вещество при одной температуре. Кристаллы начинают выделяться при какой-то определённой температуре, по мере понижения температуры количество их растёт, пока, наконец, весь раствор не отвердевает.

Температурой начала кристаллизации раствора называется температура, при которой при охлаждении раствора начинается образование кристаллов.

Температура начала кристаллизации принято называть температурой замерзания раствора, обычно в тех случаях, когда эта температура ниже комнатной.

Температура начала кристаллизации (замерзания) – это такая температура, при которой кристаллы растворителя находятся в равновесии с жидкостью данного состава.

Это означает, что при замерзании давление насыщенного пара над твёрдым веществом и над жидкостью одинаково.

Рассмотрим Р – Т диаграмму состояния растворителя и растворов различной концентрации (рис. 2.3), на которой кривая OF есть зависимость давления пара над твердым растворителем, а кривые OA, BC, DE – зависимости давления пара над чистым растворителем и растворами с возрастающими концентрациями соответственно. Кристаллы растворителя будут находиться в равновесии с раствором только тогда, когда давление насыщенного пара над кристаллами и над раствором одинаково.

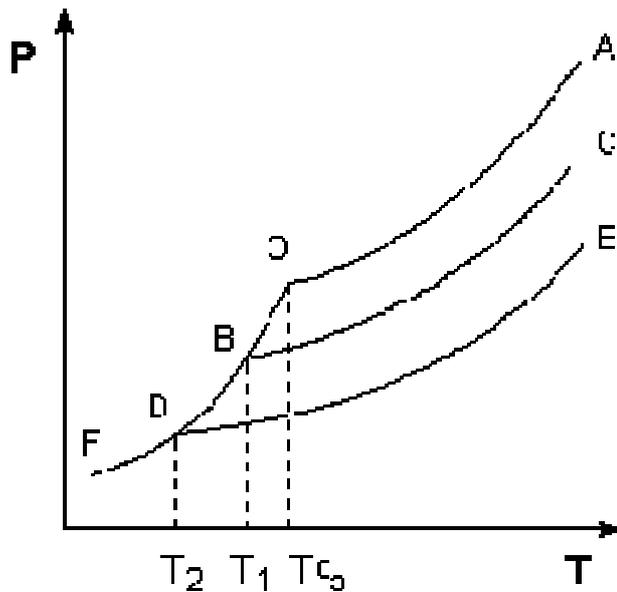


Рис. 2.3. Понижение температуры замерзания разбавленных растворов.

Из графика следует, что растворы замерзают при более низкой температуре, чем чистый растворитель, причем, чем выше концентрация растворённого вещества, тем ниже температура замерзания раствора.

При этом понижение температуры замерзания раствора $\Delta t_{зам}$ не зависит от природы растворенного вещества и определяется лишь соотношением числа частиц растворителя и растворенного вещества.

Замерзание растворов можно охарактеризовать величиной **понижения температуры замерзания** $\Delta t_{зам}$, равной разности между температурой замерзания чистого растворителя $t_{зам}^0$ и температурой начала кристаллизации раствора $t_{зам}$:

$$\Delta t_{зам} = t_{зам}^0 - t_{зам}$$

Можно показать, что понижение температуры замерзания раствора $\Delta t_{зам}$ прямо пропорционально моляльной концентрации раствора:

$$\Delta t_{зам} = K \cdot C_m$$

Последнее уравнение называют *вторым законом Рауля*.

Коэффициент пропорциональности K – *криоскопическая постоянная растворителя*, которая численно равна понижению температуры замерзания при растворении 1 моль вещества в 1 кг растворителя. Криоскопическая постоянная K зависит только от природы растворителя. Для воды $K=1,86$ С кг/моль. Изменение понижения температуры замерзания раствора позволяет рассчитать молярную массу растворенного вещества. Этот метод определения молярной массы называется *криоскопией*.

2. 5. Температура кипения разбавленных растворов

При нагревании жидкости давление насыщенного пара увеличивается. При некоторой температуре давление насыщенного пара становится равным внешнему давлению и жидкость закипает. Таким образом, *температура кипения жидкости – это температура, при которой давление насыщенного пара над жидкостью равно внешнему давлению*.

Температура кипения зависит от природы жидкости и внешнего давления. Температура кипения различных чистых жидкостей при нормальном внешнем давлении (760 мм. рт. ст., 101325 Па) табличные значения. Так, температура кипения воды при указанном давлении 100°C .

Мы знаем, что давление насыщенного пара растворителя над раствором меньше, чем давление насыщенного пара над чистым растворителем. Значит, чтобы давление насыщенного пара стало равным внешнему давлению, раствор нужно нагреть до более высокой температуры, чем чистый растворитель.

Температура кипения растворов нелетучего вещества всегда выше, чем температура кипения чистого растворителя.

Давление насыщенного пара над раствором уменьшается с увеличением концентрации раствора, следовательно, *чем выше концентрация раствора, тем выше температура кипения.*

Рассмотрим P – T диаграмму состояния растворителя и растворов различной концентрации (рис. 2.4). Любая жидкость – растворитель или раствор – кипит при той температуре, при которой давление насыщенного пара становится равным внешнему давлению.

Соответственно температуры, при которых изобара P = 1 атм. пересечет кривые OA, BC и DE, представляющие собой зависимости давления пара над чистым растворителем и растворами с возрастающими концентрациями соответственно, будут температурами кипения этих жидкостей (рис. 2.4).

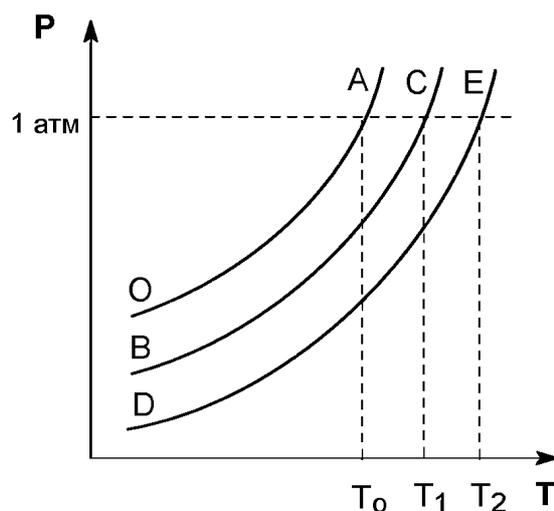


Рис. 2.4. Повышение температуры кипения разбавленных растворов

Повышение температуры кипения, т. е. разность между температурами кипения раствора и чистого растворителя:

$$\Delta t_{\text{кип}} = t_{\text{кип}} - t_{\text{кип}}^{\circ}$$

Для разбавленных растворов повышение температуры кипения пропорционально концентрации раствора:

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m$$

В этом уравнении концентрация раствора выражена в единицах моляльности, т. е. в моль растворённого вещества на 1 кг растворителя. Коэффициент пропорциональности E называется эбуллиоскопической постоянной. Эбуллиоскопическая постоянная равна повышению температуры кипения при растворении 1 моль вещества в 1 кг растворителя. Величина E зависит только от природы растворителя. Измерение повышения температуры кипения часто используют для определения молярной массы вещества. Этот метод называется *эбуллиоскопией*.

Т.о., *второй закон Рауля* можно в наиболее общем виде сформулировать следующим образом:

Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения разбавленного раствора нелетучего вещества прямо пропорционально молярной концентрации раствора и не зависит от природы растворенного вещества.

Второй закон Рауля является следствием из первого; данный закон справедлив только для бесконечно разбавленных растворов. Коэффициенты пропорциональности в уравнениях законов Рауля – эбуллиоскопическая и криоскопическая константы – имеют физический смысл соответственно повышения температуры кипения и понижения температуры замерзания растворов с молярной концентрацией, равной 1 моль/кг. Однако, поскольку такие растворы не являются бесконечно разбавленными, эбуллиоскопическая и криоскопическая константы не могут быть непосредственно определены и относятся поэтому к числу так называемых экстраполяционных констант.

2.6. Осмотическое давление разбавленных растворов.

Закон Вант-Гоффа

Голландский химик ВАНТ-ГОФФ Якоб Хендрик родился в Роттердаме. Окончил Политехническую школу в Делфте (1871). Совершенствовал образование в Лейденском и Боннском (у Ф.А. Кекуле) университетах, Высшей медицинской школе (у

Ш.А. Вюрца) и Утрехтском университете (доктор философии, 1874). С 1876 работал в Ветеринарной школе в Утрехте, в 1878-1896 профессор Амстердамского, в 1896-1911 Берлинского университетов. Член ряда академий наук и научных обществ. Иностраннный член-корреспондент Петербургской АН (с 1895).

Лауреат Нобелевской премии (1901).

Один из основателей физической химии и стереохимии. Одновременно с Ж.А. Ле Белем и независимо от него сформулировал (1874) основные положения теории пространственного расположения атомов в молекулах органических соединений, лежащей в основе современной стереохимии. Выдвинул идеи:

- *о направленности единиц сродства атома углерода по углам тетраэдра;*
- *о наличии двух стереоизомеров у соединения, содержащего атом углерода с четырьмя разными заместителями;*
- *о реберном соединении тетраэдров при наличии двойной связи; - предсказал изомерию алленовых соединений.*

Исследовал (с 1880-х) кинетику реакций и химическое сродство. Предложил классификацию химических реакций. Установил, что при повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в 2-4 раза (правило Вант-Гоффа). Вывел ряд основных уравнений химической термодинамики. Впервые ввел количественную оценку реакционной способности веществ на основе констант скоростей реакций. Заложил (1886-1889) основы количественной теории разбавленных растворов, а также (1890) основы теории твердых растворов. Вывел закон осмотического давления (закон Вант-Гоффа).

Изучение свойств разбавленных растворов показало, что между газообразным состоянием вещества и состоянием его в растворах существует большое сходство. Как молекулы газа вследствие своего движения занимают наибольший объем. Объем газа определяется размерами сосуда, а объем, в котором могут распределяться молекулы растворенного вещества, - объемом, занимаемым раствором.

Раствор представляет собой гомогенную систему. Все частицы растворенного вещества находятся в беспорядочном тепловом движении, равномерно распределены по всему объему раствора.

Если поместить в сосуд концентрированный раствор какого-либо вещества, например, сахара, а поверх его осторожно налить слой более разбавленного раствора сахара, то вначале сахар и вода будут распределены в объеме раствора неравномерно. Но через некоторое время молекулы сахара и воды вновь равномерно распределяться по всему объему жидкости. Это происходит потому, что молекулы сахара, беспорядочно двигаясь, проникают как из концентрированного

раствора в разбавленный, так и в обратном направлении, но при этом в течение любого промежутка времени из концентрированного раствора переходит в разбавленный раствор больше молекул, чем из разбавленного в концентрированный. Точно так же ведут себя и молекулы воды. Таким образом, возникает направленное движение молекул сахара из концентрированного раствора в разбавленный, а воды – из разбавленного раствора в концентрированный. Такой самопроизвольный процесс перемещения вещества, приводящий к выравниванию его концентрации, называется *диффузией*. Когда концентрация раствора во всем его объеме выравнивается, диффузия прекращается. В рассмотренном случае частицы растворителя и растворенного вещества диффундируют в противоположных направлениях. Такой процесс называется двусторонней или встречной диффузией. Если разделить чистый растворитель и раствор или два раствора с различной концентрацией полупроницаемой мембраной будет наблюдаться явление самопроизвольного перехода растворителя через мембрану из растворителя в раствор или из менее концентрированного раствора в более концентрированный. Такая односторонняя диффузия через полупроницаемую мембрану называется *осмосом*.

Впервые «осмос» наблюдал и открыл в 1748 году профессор физики в Париже аббат Ж. Нолле (1700-1770). Сосуд с вином плотно закрывали пленкой животного происхождения и помещали в воду. Через некоторое время пленка разрывалась, т.е. через нее в сосуд втягивалась вода, и повышалось давление. Немецкий физиолог В. Пфедфер (1845-1920) продолжил изучение осмоса и установил, что втягивание воды через пленку происходит до некоторого равновесия, которое он определил в эксперименте. Кроме того, Пфедфер обнаружил, что химический состав раствора не изменяется после его разбавления, то есть пленка обладает селективностью (избирательностью) по проникающим компонентам. Так

появился термин «полупроницаемая мембрана». Однако Пфедфер не смог установить количественные зависимости осмотического давления от концентрации и температуры.

Если сосуд 1 (рис.2.5), закрытый внизу полупроницаемой перегородкой 2 и наполненный водным раствором какого-либо вещества, поместить в сосуд 3 с водой, то вода будет проходить из сосуда 3 в сосуд 1. Через некоторое время объем раствора в сосуде 1 увеличится и его уровень поднимется выше уровня растворителя в сосуде 3 на высоту h . В результате увеличения объема раствора в сосуде 1 возникает гидростатическое давление, называемое *осмотическим давлением*, которое количественно оценивается высотой h подъема жидкости в сосуде 1.

Полупроницаемая мембрана представляет собой тонкую плёнку, проницаемую для молекул растворителя и непроницаемую для молекул растворённого вещества. Такими свойствами обладают целлофановая пленка, пергаментная бумага, клеточные перегородки животного происхождения, а так же искусственные мембраны, например, керамический сосуд, в порах которого находится неорганическое соединение – гексацианоферрат меди (II) $Cu_2[Fe(CN)_6]$.

Осмотические свойства раствора количественно характеризуются величиной *осмотического давления*.

Давление, которое необходимо приложить к раствору, чтобы предотвратить перемещение растворителя в раствор через мембрану, разделяющую раствор и чистый растворитель, есть осмотическое давление π .

Осмотическое давление идеальных растворов линейно зависит от температуры и молярной концентрации раствора C и может быть рассчитано по уравнению:

$$\pi = C_MRT$$

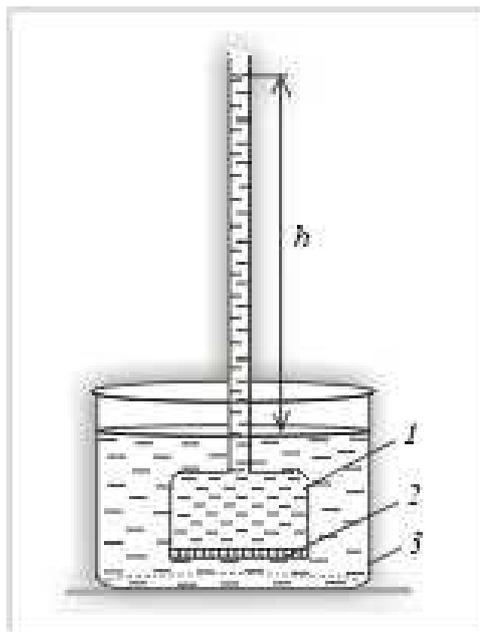


Рис. 2.5. Прибор для определения осмотического давления:
 1 – сосуд с раствором; 2 – полупроницаемая перегородка;
 3 – сосуд с растворителем

Это уравнение по форме совпадает с уравнением состояния идеального газа, так как связь между концентрацией и объемом выражается, как $C_M = \frac{V}{V}$.

Таким образом, **закон Вант-Гоффа** формулируется: *осмотическое давление не зависит от природы растворенного вещества и равно тому газовому давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы, находясь в газообразном состоянии при той же температуре, оно занимало бы весь объем, который занимает раствор.*

Закон Вант-Гоффа справедлив только для разбавленных растворов. В концентрированных растворах наблюдаются значительные отклонения от него. Благодаря зависимости между молярной концентрацией раствора и его осмотическим давлением можно по величине осмотического давления вычислять молекулярные веса многих веществ, которые не превращаются в газообразное состояние, но легко растворяются в том или ином

растворителе. Наоборот, зная молярную концентрацию раствора, можно рассчитать его осмотическое давление. При расчётах полезно иметь в виду, что осмотическое давление раствора, содержащего в литре один моль растворённого вещества, может быть принято равным 22,4 атм. (хотя фактически при такой концентрации раствора оно несколько больше).

Непосредственное измерение осмотического давления представляет довольно большие трудности, но в этом и нет настоящей необходимости. Как показал Вант-Гофф, осмотическое давление тесно связано с некоторыми другими свойствами разбавленных растворов, сравнительно легко поддающимися измерению, а именно: с понижением давления пара, понижением температуры замерзания, повышением температуры кипения. Определив любую из этих величин, можно по ней рассчитать и осмотическое давление раствора. Так как все эти величины, подобно осмотическому давлению, изменяются пропорционально числу частиц растворённого вещества, то они также могут быть использованы для определения молекулярного веса растворённых веществ.

Механизм возникновения осмотического давления окончательно не выяснен. Некоторые исследователи считают, что аналогия между осмотическим и газовым давлениями случайна.

Осмоз и осмотическое давление имеют огромное значение в биологических явлениях, т. к. оболочки клеток биологических тканей являются полупроницаемыми перегородками. Осмос обуславливает поднятие воды по стеблю растений, рост клетки и многие другие явления. Осмотическое давление клеточного сока растений изменяется от $2,0 \cdot 10^5$ Па (у болотных растений) до $4,5 \cdot 10^6$ Па (у степных). Вследствие осмоса вода и питательные растворы поднимаются из почвы по корням и далее по стволу растения на значительную высоту. Тканевые жидкости млекопитающих имеют осмотическое давление $6,7 \cdot 10^5 - 8,1 \cdot 10^5$ Па. Осмотическое давление крови млекопитающих близко к осмотическому давлению океанской воды.

Осмотическое давление внутри живых клеток обуславливает прочность и упругость тканей, и благодаря осмосу осуществляется солевой обмен живой ткани с окружающей средой.

Рассмотрим роль осмоса в водном режиме растительной клетки. Осмотическое давление жидкости, контактирующей с клеткой, может быть больше, меньше либо равно осмотическому давлению внутриклеточной жидкости. Соответственно выделяют гипертонические, гипотонические и изотонические растворы.

Растворы, имеющие одинаковое осмотическое давление, называются *изотоническими*. *Гипотонические растворы* – это растворы, осмотическое давление которых ниже нормального осмотического давления другого раствора. Растворы, которые имеют осмотическое давление выше, чем осмотическое давление другого раствора, называются *гипертоническими*. Чаще всего это превышение составляет 10 %.

Если клетка находится в контакте с *гипертоническим раствором*, вода выходит из неё путём осмоса через плазматическую мембрану. Протопласт (живое содержимое клетки) при этом уменьшается в объёме, сморщивается, и, в конце концов, отстаёт от клеточной стенки. Этот процесс называют *плазмолизом*. Процесс плазмолиза обычно обратим.

Если клетку поместить в чистую воду или *гипотонический раствор*, вода путём осмоса поступает в клетку; протопласт при этом увеличивается в объёме и оказывает давление на сравнительно жёсткую клеточную стенку. Этот процесс называется *тургором*. Тургорное давление препятствует дальнейшему поступлению воды в клетку. Именно тургорное давление поддерживает стебли растений в вертикальном положении, придаёт растениям прочность и устойчивость. *Изотонические растворы* не оказывают влияния на водный режим клетки. У животных клеток нет клеточной стенки, поэтому они более чувствительны к осмотическому давлению жидкости, в которой находятся.

Животные клетки имеют систему защиты, основанную на *осморегуляции*; организм животного стремится поддерживать осмотическое давление всех тканевых жидкостей на постоянном уровне. Например, осмотическое давление крови человека – $800\ 000\ \text{Н/м}^2$. Такое же осмотическое давление имеет 0,9 %-ный раствор хлорида натрия. Физиологический раствор, изотоничный крови, широко применяется в медицине. Осмотическое давление измеряют специальным прибором – осмометром (осмо- + греч. *metreo* измерять). Осмометры применяются:

- в медицине для измерения концентрации крови, мочи, слюны, спинно-мозговой жидкости и др. Контроль этих параметров необходим при различных состояниях, связанных с нарушением водно-электролитного баланса, обусловленного заболеваниями почек и центральной нервной системы. Осмометры являются штатными приборами реанимационных отделений и отделений интенсивной водной терапии;
- в фармацевтической промышленности для контроля концентраций инфузионных растворов и кровезаменителей при их производстве и хранении;
- в молочной промышленности для входного контроля заготавливаемого молока на наличие в нём посторонней (добавленной) воды в соответствии с международной практикой, для контроля продуктов детского питания на молочной основе в соответствии с санитарными требованиями.

Осмоз широко используют в лабораторной технике: при определении молярных характеристик полимеров, концентрировании растворов, исследовании разнообразных биологических структур. Осмотические явления иногда используются в промышленности, например при получении некоторых полимерных материалов, очистке высоко-минерализованной воды методом «обратного» осмоса жидкостей.

Когда на раствор с большей концентрацией воздействует внешнее давление, превышающее осмотическое, молекулы воды начнут двигаться через полупроницаемую мембрану в обратном направлении, то есть из более концентрированного раствора в менее концентрированный – этот процесс называется *"обратным осмосом"*. Процесс обратного осмоса, как способ очистки воды, используется с начала 60-х годов. Первоначально он применялся для опреснения морской воды. Сегодня по принципу обратного осмоса в мире производятся сотни тысяч тонн питьевой воды в сутки. Совершенствование технологии сделало возможным применение обратноосмотических систем в домашних условиях. На настоящий момент в мире уже установлены тысячи таких систем. Получаемая обратным осмосом вода имеет уникальную степень очистки. По своим свойствам она близка к талой воде древних ледников, которая признается наиболее экологически чистой и полезной для человека.

В процессе обратного осмоса вода и растворенные в ней вещества разделяются на молекулярном уровне, при этом с одной стороны мембраны накапливается практически идеально чистая вода, а все загрязнения остаются по другую ее сторону. Таким образом, обратный осмос обеспечивает гораздо более высокую степень очистки, чем большинство традиционных методов фильтрации, основанных на фильтрации механических частиц и адсорбции ряда веществ с помощью активированного угля. Эффективность процесса обратного осмоса в отношении различных примесей и растворенных веществ зависит от ряда факторов. Давление, температура, уровень рН, материал, из которого изготовлена мембрана, и химический состав входной воды, влияют на эффективность работы систем обратного осмоса.

Неорганические вещества очень хорошо отделяются обратноосмотической мембраной. В зависимости от типа применяемой мембраны (ацетатцеллюлозная или тонкопленочная композитная) степень

очистки составляет по большинству неорганических элементов 85%-98%.

Мембрана обратного осмоса также удаляет из воды и органические вещества. Органические вещества с молекулярным весом более 100-200 удаляются полностью; а с меньшим – могут проникать через мембрану в незначительных количествах. Большой размер вирусов и бактерий практически исключает вероятность их проникновения через мембрану.

В то же время, мембрана пропускает растворенные в воде кислород и другие газы, определяющие ее вкус. В результате, на выходе системы обратного осмоса получается свежая, вкусная, настолько чистая вода, что она, строго говоря, даже не требует кипячения.

2.7. Примеры решение типовых задач

Пример 1. Вычислите осмотическое давление раствора, содержащего в 1,5 л 135 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при $0^\circ C$.

Решение: Осмотическое давление определяется по закону Вант-Гоффа:

$$\pi = C_m RT$$

Молярную концентрацию раствора находим по формуле:

$$C_m = \frac{m_B}{M \cdot V_{p-ра}} = \frac{135 \text{ г}}{180 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1,5 \text{ л}} = 0,5 \text{ моль/л.}$$

Подставляя значение молярной концентрации в выражение закона Вант-Гоффа, рассчитываем осмотическое давление:

$$\pi = C_m RT = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 8,314 \text{ Па} \cdot \text{м}^3 / \text{моль} \cdot \text{К} \cdot 273 = 1134,86 \cdot 10^3 \text{ Па}$$

Пример 2. Определите температуру кипения раствора, содержащего 1,84 г нитробензола $C_6H_5NO_2$ в 10 г бензола. Температура кипения чистого бензола $80,2^\circ C$.

Решение: Температура кипения раствора на $\Delta t_{кип}$ будет выше, чем температура кипения чистого бензола:

$$t_{кип}(\text{раствора}) = t_{кип}(\text{растворителя}) + \Delta t_{кип};$$

По закону Рауля: $\Delta t_{кип} = E \cdot C_m$,

где E – эбуллиоскопическая константа растворителя (табличная величина),

C_m – моляльная концентрация раствора, моль/кг

$$C_m = \frac{m_B}{M \cdot m_{p-ля}} = \frac{1,84\text{г}}{123\frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,01\text{кг}} = 1,5 \text{ моль/кг}$$

$$\Delta t_{кип} = E \cdot C_m = 1,5 \cdot 2,53 = 3,8 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

$$t_{кип}(\text{раствора}) = t_{кип}(\text{растворителя}) + \Delta t_{кип} = 80,2 \text{ } ^\circ\text{C} + 3,8 \text{ } ^\circ\text{C} = 84 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Пример 3. Рассчитайте, какую массу фенола C_6H_5OH следует растворить в 370 г диэтилового эфира $(C_2H_5)_2O$ при постоянной температуре, чтобы понизить давление насыщенных паров растворителя от 90 кПа до 75 кПа.

Решение. Для решения этой задачи воспользуемся выражением первого закона Рауля:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0} = N$$

где P_0 – давление насыщенных паров диэтилового эфира над чистым растворителем, равное 90 кПа;

ΔP – разность давлений паров над растворителем и раствором, $\Delta P = 90 - 75 = 15$ кПа;

N – мольная доля фенола в эфире.

Определим мольную долю фенола:

$$N = \frac{\Delta P}{P_0} = \frac{15}{90} = 0,167$$

Подставим найденное значение в уравнение для мольной доли N , преобразовав его относительно количества вещества фенола, и решим его:

$$N = \frac{V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow$$

$$0,167 \cdot V_1 + 0,167 \cdot V_2 = V_1;$$

$$V_1 = 0,2 \cdot V_2.$$

В полученном выражении количества вещества фенола и эфира

заменяем их значениями через m и M :

$$\frac{m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH})}{M(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH})} = 0,2 \cdot \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}}{M(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}}$$

и преобразуем уравнение относительно неизвестной массы растворенного в эфире фенола:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 0,2 \cdot \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O} \cdot M(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH})}{M(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}}$$

Подставим в найденное выражение массу эфира и молярные массы фенола и эфира, предварительно рассчитав их, получим:

$$M(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16 = 94 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O} = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 16 = 74 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 0,2 \cdot \frac{370 \cdot 94}{74} = 94 \text{ г}$$

Пример 4. Определите температуру кипения 15%-го водного раствора пропилового спирта $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$.

Решение. Для решения используем математическое выражение второго закона Рауля:

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m$$

В этом уравнении: $\Delta t_{\text{кип}} = t_{\text{кип}}(\text{р-ра}) - t_{\text{кип}}(\text{H}_2\text{O})$;

C_m – моляльная концентрация раствора.

Для расчета моляльной концентрации используем данные условия задачи (в 100 г 15% раствора спирта содержатся 15 г спирта и 85 г воды) и молярную массу пропилового спирта ($M(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 12 \cdot 3 + 8 \cdot 1 + 16 = 60$ г/моль):

$$C_m = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH})}{M(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{15}{60 \cdot 0,085} = 2,94 \text{ моль/кг}$$

Рассчитаем температуру кипения раствора, используя справочные данные для эбулиоскопической постоянной воды $E(\text{H}_2\text{O}) = 0,52^\circ$:

$$t_{\text{кип}}(\text{р-ра}) = \Delta t_{\text{кип}} + t_{\text{кип}}(\text{H}_2\text{O}) = E(\text{H}_2\text{O}) \cdot C_m + t_{\text{кип}}(\text{H}_2\text{O}) = (0,52 \cdot 2,94) + 100 =$$

=101,53°C

Пример 5. Раствор, содержащий 0,2 г органического вещества в 26 г бензола, кристаллизуется при температуре на 0,318° ниже, чем чистый растворитель. Определите молярную массу неизвестного вещества.

Решение. На основе данных криоскопии, используя 2-й закон Рауля, рассчитаем молярную массу неизвестного вещества по уравнению:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m = \frac{K(C_6H_6) \cdot m_{(в-ва)}}{M_{(в-ва)} \cdot m(C_6H_6)}$$

преобразовав его предварительно относительно $M_{(в-ва)}$ и воспользовавшись справочным значением $K(C_6H_6) = 5,12^0$ получим:

$$M_{(в-ва)} = \frac{K(C_6H_6) \cdot m_{(в-ва)}}{\Delta t_{\text{зам}} \cdot m(C_6H_6)} = \frac{5,12 \cdot 0,2}{0,318 \cdot 0,026} = 124 \text{ г/моль}$$

Пример 6. Определите, будут ли изотоничны водные растворы глюкозы и этилового спирта, если их массовые доли составляют 20% для глюкозы и 5% для спирта.

Решение. Изотоническими называются растворы с одинаковым значением осмотического давления, которое рассчитывается по закону

Вант-Гоффа: $\pi = C_M RT$,

где π – осмотическое давление;

C_M – молярная концентрация раствора;

T – температура, К;

R – универсальная газовая постоянная ($R = 8,31 \text{ Па} \cdot \text{м}^3 / \text{моль} \cdot \text{К}$).

Для расчета $\pi(C_6H_{12}O_6)$ и $\pi(C_2H_5OH)$ необходимо вначале определить их молярные концентрации по уравнению:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V}$$

преобразованному с учетом пересчета концентрации растворов с массовой доли на C_M : $m = \omega \cdot V \cdot \rho$ и тогда

$$C_M = \frac{\omega \rho}{M}$$

Произведем расчеты по этому уравнению, зная, что $M(C_6H_{12}O_6) = 180$ г/моль, $M(C_2H_5OH) = 46$ г/моль, а плотности растворов при соответствующих массовых долях, согласно справочным данным, равны $\rho(C_6H_{12}O_6) = 1,081$ г/мл; $\rho(C_2H_5OH) = 0,990$ г/мл:

$$C_{M(\text{р-ра } C_6H_{12}O_6)} = \frac{0,2 \cdot 10^3 \cdot 1,081}{180} = 1,20 \text{ моль/л}$$

$$C_{M(\text{р-ра } C_2H_5OH)} = \frac{0,05 \cdot 10^3 \cdot 0,990}{46} = 1,08 \text{ моль/л}$$

Дальнейшие расчеты можно не проводить, т.к в выражении для осмотического давления сомножитель RT у обоих растворов одинаковый. В связи с тем, что $C_{M(\text{р-ра } C_6H_{12}O_6)} > C_{M(\text{р-ра } C_2H_5OH)}$, то и осмотическое давление раствора глюкозы больше осмотического давления раствора спирта, т.е. $\pi(\text{р-ра } C_6H_{12}O_6) > \pi(\text{р-ра } C_2H_5OH)$ и растворы не изотоничны.

Пример 7. Определите, при какой температуре осмотическое давление раствора, содержащего 18,6 г анилина $C_6H_5NH_2$ в 3 л раствора, достигнет $2,84 \cdot 10^5$ Па.

Решение. Для расчета используем уравнение закона Вант-Гоффа, преобразовав его относительно температуры раствора:

$$T = \frac{\pi}{C_M \cdot R} = \frac{\pi \cdot M \cdot V}{R \cdot m}$$

Решим это уравнение, подставив в него значение $M(C_6H_5NH_2) = 93$ г/моль:

$$T = \frac{2,84 \cdot 10^5 \cdot 93 \cdot 3}{8,31 \cdot 10^3 \cdot 18,6} = 512,6 \text{ K}$$

Пример 8. Вычислите осмотическое давление раствора, содержащего в 1,4 л 63 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при 0°C .

Решение. Согласно закону Вант-Гоффа, $\pi = C_M \cdot RT$. Сначала

рассчитаем молярную концентрацию раствора глюкозы:

$$C_M = \frac{63}{180 \cdot 1,4} = 0,25 \text{ моль/л}$$

$$\pi = 0,25 \cdot 8,314 \cdot 273 \cdot 10^3 = 5,67 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

Пример 9. Определите температуры кипения и замерзания раствора, содержащего 1 г нитробензола $C_6H_5NO_2$ в 10 г бензола. Температура кипения чистого бензола $80,2^\circ C$, температура кристаллизации $-5,4^\circ C$ ($K = 5,1^\circ C$; $E = 2,57^\circ C$).

Решение. Учитывая формулу молярной концентрации

$$C_m = \frac{m_B}{M \cdot m_{p-ля}}$$

и закон Рауля, получаем:

$$\Delta t_{зам} = K \cdot C_m = \frac{K \cdot m(C_6H_5NO_2)}{M(C_6H_5NO_2) \cdot m(C_6H_6)} = \frac{5,1 \cdot 1}{123 \cdot 0,01} = 4,14^\circ C$$

$$\Delta t_{кип} = E \cdot C_m = \frac{E \cdot m(C_6H_5NO_2)}{M(C_6H_5NO_2) \cdot m(C_6H_6)} = \frac{2,57 \cdot 1}{123 \cdot 0,01} = 2,05^\circ C$$

где $m(C_6H_5NO_2)$ и $m(C_6H_6)$ - массы нитробензола и бензола, $M(C_6H_5NO_2)$ - молярная масса $C_6H_5NO_2$, которая равна 123 г/моль.

Находим температуру кипения и кристаллизации раствора:

$$t_{кип} = t_{кип}(C_6H_6) + \Delta t_{кип} = 80,2 + 2,05 = 82,25^\circ C ;$$

$$t_{зам} = t_{зам}(C_6H_6) - \Delta t_{кр} = 5,4 \cdot 4,14 = 1,26^\circ C.$$

Замечание: при оформлении письменных работ не требуется подробное описание последовательности действий при решении задач, достаточно символически записать исходные данные условия («Дано») и краткое решение (как в примерах 10 и 11)

Пример 10. Раствор, содержащий 57 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 500 г воды, кипит при $100,72^\circ C$. Определите эбуллиоскопическую константу воды.

Решение.

Дано:

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 57 \text{ г}$$

$$m(H_2O) = 500 \text{ г} = 0,5 \text{ кг}$$

$$t_{кип}(p-ра) = 100,72^\circ$$

$$\text{По закону Рауля: } \Delta t_{кип} = E \cdot C_m ,$$

$$\Delta t_{кип} = t_{кип}(p-ра) - t_{кип}(H_2O) = 100,72 - 100 = 0,72^\circ C$$

E-?

$$C_m = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11}) \cdot m(H_2O)} = \frac{57}{342 \cdot 0,5} = 0,33 \text{ моль / л}$$
$$E = \frac{C_m}{\Delta t_{\text{кип}}} = \frac{0,33}{0,72} = 0,46^\circ \text{C};$$

Пример 11. Вычислите осмотическое давление раствора при 17°C , если 1 л его содержит 18,4 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$.

Решение.

Дано:

$$m(\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3) = 18,4 \text{ г}$$

$$V(p-pa) = 1 \text{ л}$$

$$t = 17^\circ \text{C}$$

π -?

По закону Вант-Гоффа: $\pi = C_m RT$

$$C_m = \frac{m}{M \cdot V(p-pa)} = \frac{18,4}{92 \cdot 1} = 0,2 \text{ моль / л};$$

$$\pi = 0,2 \cdot 1000 \cdot 8,314 \cdot 290 = 482212 \text{ Па}$$

2.8. Контрольные задания

Вариант 1

1. Раствор, содержащий 57 г сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 500 г воды, кипит при $100,72^\circ \text{C}$. Определите эбуллиоскопическую константу воды.
2. При какой температуре осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л воды 45 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, достигнет 607,8 кПа?

Вариант 2

1. Раствор, содержащий 4,6 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ в 71 г ацетона, кипит при $56,73^\circ \text{C}$. Определите эбуллиоскопическую константу ацетона, если температура кипения ацетона 56°C .
2. Сколько молекул растворённого вещества содержится в 1 мл раствора, осмотическое давление которого при 54°C равно 6065 Па?

Вариант 3

1. Вычислите температуру кипения раствора, содержащего 2 г нафталина C_{10}H_8 в 20 г эфира, если температура кипения эфира $35,6^\circ \text{C}$, а его эбуллиоскопическая константа 2,16.
2. Вычислите осмотическое давление раствора при 17°C , если 1 л его содержит 18,4 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$.

Вариант 4

1. Определите относительную молекулярную массу бензойной кислоты, если 10 % раствор её кипит при $37,57\text{ }^{\circ}\text{C}$. Температура кипения эфира $35,6\text{ }^{\circ}\text{C}$, а его эбуллиоскопическая константа $2,16$.
2. В 1 мл раствора содержится 10^{15} молекул растворённого вещества. Вычислите осмотическое давление раствора при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. В каком объёме содержится 1 моль растворённого вещества?

Вариант 5

1. 4 г вещества растворены в 100 г воды. Полученный раствор замерзает при $-0,93\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите молекулярную массу растворённого вещества.
2. Сколько граммов этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ должен содержать 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление было таким же, как и раствора, содержащего в 1 л при той же температуре 4,5 г формальдегида CH_2O .

Вариант 6

1. Понижение температуры замерзания раствора, содержащего 12,3 г нитробензола $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ в 500 г бензола, равно $1,02\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите криоскопическую константу бензола.
2. Водные растворы фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ и глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ содержат в 1 л равные массы растворённых веществ. В каком из растворов осмотическое давление больше при одинаковой температуре? Во сколько раз?

Вариант 7

1. Температура замерзания уксусной кислоты $17\text{ }^{\circ}\text{C}$, криоскопическая константа $3,9$. Определите температуру замерзания раствора, содержащего 0,1 моль растворённого вещества в 500 г уксусной кислоты CH_3COOH .
2. Определите осмотическое давление раствора, в 1 л которого содержится $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Вариант 8

1. Раствор, содержащий 2,175 г растворённого вещества в 56,25 г воды, замерзает при $-1,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите относительную молекулярную массу растворённого вещества.

2. Сколько граммов этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ надо растворить в 500 мл воды, чтобы осмотическое давление этого раствора при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ равно $4,052 \cdot 10^5\text{ Па}$?

Вариант 9

1. При какой температуре кипит раствор, содержащий 90 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 1000 г воды?

2. 2,45 г карбамида содержатся в 7 л раствора. Осмотическое давление раствора при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ равно $1,317 \cdot 10^5\text{ Па}$. Вычислите молярную массу карбамида.

Вариант 10

1. В 200 г спирта растворены 5 г вещества. Раствор кипит при $79,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите относительную молекулярную массу вещества, если эбуллиоскопическая константа спирта 1,22. Температура кипения спирта $78,3\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2. Раствор сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ оказывает осмотическое давление $7,1 \cdot 10^5\text{ Па}$. Сколько граммов сахара содержится в 250 мл такого раствора?

Вариант 11

1. Водный раствор сахара замерзает при $-1,1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите массовую долю (%) сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в растворе.

2. 400 мл раствора содержат 2 г растворённого вещества при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$. Осмотическое давление раствора $1,216 \cdot 10^5\text{ Па}$. Определите молярную массу растворённого вещества.

Вариант 12

1. В какой массе воды следует растворить 46 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, чтобы получить раствор с температурой кипения $100,104\text{ }^{\circ}\text{C}$?

2. 200 мл раствора содержат 1 г растворённого вещества и при 20°C имеют осмотическое давление $0,43 \cdot 10^5$ Па. Определите молярную массу растворенного вещества.

Вариант 13

1. Раствор, содержащий 27 г вещества в 1 кг воды, кипит при $100,078^{\circ}\text{C}$. Определите относительную молекулярную массу растворённого вещества.

2. Определите молярную массу растворенного вещества, если раствор, содержащий в 0,5 л 6 г вещества, при 17°C обладает осмотическим давлением $4,82 \cdot 10^5$ Па.

Вариант 14

1. Вычислите массу воды, в которой следует растворить 300 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ для получения раствора, замерзающего при -2°C .

2. Сколько граммов глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ должен содержать 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление было таким же, как и раствора, содержащего в 1 л при той же температуре 34,2 г сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$?

Вариант 15

1. Раствор глюкозы в воде показывает повышение температуры кипения на $0,416^{\circ}\text{C}$. Вычислите понижение температуры замерзания этого раствора.

2. Определите величину осмотического раствора, в 1 литре которого содержится 0,4 моль неэлектролита при температуре 17°C .

Вариант 16

1. Вычислите температуру замерзания 20 % раствора глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ в воде.

2. Раствор, содержащий 3 г неэлектролита в 250 мл воды, замерзает при температуре $-0,348^{\circ}\text{C}$. Вычислите молярную массу неэлектролита.

Вариант 17

1. В 250 г воды растворены 1,6 г вещества. Раствор замерзает при $-0,2^{\circ}\text{C}$. Вычислите относительную молекулярную массу растворенного вещества.

2. Осмотическое давление раствора, в 1 л которого содержится 4,65 г анилина $C_6H_5NH_2$, при температуре $21^{\circ}C$ равно 122,2 кПа. Вычислите молярную массу анилина.

Вариант 18

1. Раствор, содержащий 0,5 г ацетона $(CH_3)_2CO$ в 100 г уксусной кислоты, дает понижение температуры замерзания на $0,34^{\circ}C$. Определите криоскопическую константу уксусной кислоты.

2. Раствор, содержащий в 1 л 7,4 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при температуре $27^{\circ}C$ имеет одинаковое осмотическое давление с раствором мочевины $CO(NH_2)_2$. Сколько г мочевины содержится в 500 мл раствора?

Вариант 19

1. Вычислите массовую долю (%) глицерина в водном растворе, температура кипения которого $100,39^{\circ}C$.

2. Вычислите осмотическое давление при температуре $20^{\circ}C$ 4% раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, плотность которого равна 1,014 г/мл.

Вариант 20

1. Сколько граммов этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ требуется прибавить на каждый килограмм воды для приготовления антифриза с точкой замерзания $-9,3^{\circ}C$?

2. Раствор, объемом 4 литра, содержит при температуре $0^{\circ}C$ 36,8 г глицерина $(C_3H_8O_3)$. Чему равно осмотическое давление этого раствора?

Вариант 21

1. Раствор, содержащий 565 г ацетона и 11,5 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ кипит при $56,38^{\circ}C$. Чистый ацетон кипит $56^{\circ}C$. Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.

2. Определите осмотическое давление раствора, содержащего 90,08 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 4 литрах при температуре $27^{\circ}C$.

Вариант 22

1. При какой температуре замерзает 4 % раствор этилового спирта C_2H_5OH в воде?
2. При $0\text{ }^{\circ}C$ осмотическое давление раствора сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ равно $3,55 \cdot 10^5$ Па. Какая масса сахарозы содержится в 1 л раствора?

Вариант 23

1. Определите массовую долю (%) сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в водном растворе, если раствор закипает при $101,04\text{ }^{\circ}C$.
2. Молярная масса неэлектролита равна $123,11$ г/моль. Какая масса неэлектролита должна содержаться в 1 л раствора, чтобы раствор при $20\text{ }^{\circ}C$ имел осмотическое давление, равное $4,56 \cdot 10^5$ Па?

Вариант 24

1. Какой из растворов будет замерзать при более низкой температуре: 10 % раствор глюкозы $C_6H_{12}O_6$ или 10 % раствор сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$?
2. Давление пара воды при $30\text{ }^{\circ}C$ составляет $4245,2$ Па. Какую массу сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ следует растворить в 800 г воды для получения раствора, давление пара которого на $33,3$ Па меньше давления пара воды? Вычислите массовую долю (%) сахара в растворе.

Вариант 25

1. Вычислите температуру замерзания 12 % водного (по массе) раствора глицерина $C_3H_8O_3$.
2. Давление пара эфира при $30\text{ }^{\circ}C$ равно $8,64 \cdot 10^4$ Па. Какое количество неэлектролита надо растворить в 50 моль эфира, чтобы понизить давление пара при данной температуре на 2666 Па?

3. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

3.1. Правила техники безопасности при работе в лаборатории

К работе в лаборатории допускаются студенты, получившие инструктаж по технике безопасности и усвоившие следующие правила:

- Работать следует в халате, аккуратно, тщательно, без излишней торопливости.
- Рабочее место следует держать в чистоте и не загромождать лишними предметами: портфелями, сумками, книгами и прочим.
- При подготовке к работе необходимо изучить соответствующий теоретический материал.
- Опыты можно начинать только после внимательного ознакомления с методикой, выяснения всех непонятных вопросов у преподавателя.
- Запрещается проводить незапланированные опыты.
- Все опыты с агрессивными и неприятно пахнущими веществами производятся в вытяжном шкафу.
- Реактивы, пролитые или рассыпанные на стол или на пол, должны быть тотчас же убраны.
- При нагревании жидкостей пробирку необходимо держать отверстием от себя и окружающих.
- При попадании какого-либо реактива в глаза следует их промыть большим количеством воды и немедленно обратиться к врачу.
- При порезах стеклом рану необходимо продезинфицировать спиртом, раствором перманганата калия или перекисью водорода, а затем края обработать спиртовым раствором йода и перевязать.
- При попадании в дыхательные пути отравляющих газов (сероводорода, хлора, оксидов азота и углерода) пострадавшего следует вывести на свежий воздух, а в более тяжелых случаях направить к врачу.
- По окончании работы рабочее место следует привести в порядок и сдать лаборанту.

3.2. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

Приготовление приблизительно 0,1 н. раствора соляной кислоты и определение его точной концентрации

Цель работы. Овладеть методом интерполяции, научиться готовить растворы заданной концентрации из концентрированных растворов.

Опыт 1. Приготовление 0,1 н. раствора HCl

Для выполнения работы надо знать концентрацию соляной кислоты, из которой будет готовиться 0,1 н. раствор. Для этого соляную кислоту (1:1) наливают в цилиндр и определяют плотность раствора с помощью ареометра, опуская его в жидкость так, чтобы он не касался стенок цилиндра. Ареометр представляет собой геометрически закрытую стеклянную ампулу с узкой верхней и широкой нижней частями. В верхней части ареометра находится шкала с делениями, соответствующими различным значениям плотности. Нижняя часть ареометра наполнена свинцовой дробью, благодаря чему он погружается в жидкость и устанавливается перпендикулярно к ней. Наблюдение нужно вести по нижнему краю мениска. Далее, пользуясь таблицей 3.1, определить массовую долю исходной кислоты. Если в таблице нет замеренных значений плотности, то массовая доля рассчитывается методом интерполяции.

Метод интерполяции заключается в следующем. Пусть замеренная плотность раствора HCl (1:1) равна 1,091 г/мл. Для расчёта выберем по таблице значения плотности меньше и больше замеренного и соответствующие им концентрации.

Таблица 3.1

Концентрация (ω) HCl, %	Плотность (ρ) HCl, г/мл
4	1,019
8	1,039
12	1,059
16	1,079
20	1,100
24	1,121
28	1,142

Найти разность в значениях массовой доли и плотности:

$$\begin{array}{r}
 20 \% - 1,100 \\
 - 16 \% - 1,079 \\
 \hline
 4 \% - 0,021
 \end{array}$$

Далее из большего значения плотности вычтем замеренное значение (1,091): $1,100 - 1,091 = 0,009$

Составить пропорцию:

$$\begin{array}{l}
 4 \% - 0,021 \\
 \rightarrow \quad x = \frac{4 \cdot 0,009}{0,021} = 1,71 \% \\
 x \quad - 0,009
 \end{array}$$

Полученное значение массовой доли (1,71 %) отнять от 20 % :

$$20 \% - 1,71 \% = 18,29 \% .$$

Это и будет массовая доля (%) исходной соляной кислоты HCl (1:1). На основании массовой доли рассчитать объём соляной кислоты (1:1), требуемый для приготовления приблизительно 0,1 н. раствора соляной кислоты, объём которого задан преподавателем.

ПРИМЕР РАСЧЁТА

Задание: приготовить 150 мл приблизительно 0,1 н. HCl из имеющейся соляной кислоты (1:1), $\rho = 1,091$ г/мл.

Решение:

1) Из формулы эквивалентной концентрации выразим массу HCl в заданном растворе: $m_{\text{HCl}} = C_n \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot M_{\text{э}}$

Определяем $M_{\text{э}(\text{HCl})} = 36,5$ г/моль, переводим объём раствора $V_{\text{р-ра}} = 150$ мл = 0,15 л и рассчитываем массу HCl: $m_{\text{HCl}} = 0,1 \cdot 0,15 \cdot 36,5 = 0,548$ г.

2) Зная массовую долю исходной HCl (1:1) ($\omega = 18,29$ %), из формулы находим массу раствора соляной кислоты, необходимой для приготовления 150 мл 0,1 н. раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в}} \cdot 100 \%}{\omega} = \frac{0,548 \cdot 100 \%}{18,29 \%} = 3,00 \text{ г} .$$

3) Зная плотность раствора HCl (1:1) ($\rho = 1,091$), находим объём исходного раствора HCl, необходимый для приготовления 150 мл 0,1 н. раствора:

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{3,00}{1,091} = 2,75 \text{ мл.}$$

С помощью бюретки (пипетки) измерить рассчитанный объём исходной кислоты HCl (1:1), перенести в мерную колбу и довести водой до заданного объёма (150 мл).

Опыт 2. Титрование щёлочью приготовленного приблизительно 0,1 н. раствора HCl

Титрование представляет собой один из приёмов количественного химического анализа, который заключается в постепенном добавлении к анализируемому раствору раствора реагента с точно известной концентрацией. По объёму раствора реагента, затраченного на реакцию с анализируемым раствором, рассчитывают точную концентрацию последнего. Момент окончания реакции определяют с помощью индикатора – фенолфталеина.

В каждую из трёх конических колбочек налить при помощи пипетки по 10 мл приготовленного раствора соляной кислоты и добавить по 2-3 капли фенолфталеина. В бюретку налить раствор щёлочи (NaOH) и установить уровень жидкости на ноль (по нижнему краю мениска). Поставить колбочку под бюретку со щёлочью на лист белой бумаги. Прибавлять в колбочку из бюретки небольшими порциями раствор щёлочи до появления розовой окраски раствора (не исчезающей в течение 20 секунд), непрерывно перемешивая жидкость.

В растворе кислоты фенолфталеин бесцветен, а в слабощелочном растворе приобретает розовую или малиновую окраску. Появление окраски означает, что кислота полностью нейтрализована щелочью.

Повторить титрование три раза и сделать расчёт концентрации приготовленного раствора HCl.

Результаты измерений и вычислений сведите в таблицу 3.2.

№ колбы	V _{HCl} , мл	C _{NaOH} , моль/л	V _{NaOH} , мл	Расчёт	Ошибка опыта
1			V ₁ =	$\frac{V_{(HCl)}}{V_{cp}^{(NaOH)}} = \frac{C_H^{(NaOH)}}{C_H^{(HCl)}}$ $C_H^{(HCl)} =$	$\pm \Delta_{абс.} = C_{теор.} - C_{оп.}$ $\Delta_{отн.} = \frac{ \Delta_{абс.} }{C_{теор.}} \cdot 100\%$
2		V ₂ =			
3		V ₃ =			
		V _{cp} =			

3.3. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

Приготовление раствора из твердого вещества и воды

Цель работы. Научиться готовить растворы заданной концентрации из твердого вещества (кристаллогидрата) и воды.

Опыт 1. Приготовление 0,5 н. раствора CuSO₄ из кристаллогидрата CuSO₄ · 5H₂O.

Задание: Приготовить 200 мл 0,5н. раствора CuSO₄ из кристаллогидрата CuSO₄ · 5H₂O.

1) Вычислите массу (m_B) безводной соли CuSO₄, необходимую для приготовления 200 мл 0,5 н. раствора сульфата меди

$$C_H = \frac{m_B}{M_{\text{э}} \cdot V_{P-PA}};$$

где C_H – эквивалентная концентрация раствора, моль/л;

M_э – эквивалентная масса растворенного вещества (сульфата меди), г/моль;

V_{P-PA} – объем раствора, л;

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{K \cdot Z};$$

где M – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

K – количество катионов или анионов в сульфате меди;

Z – заряд катиона меди или аниона (сульфат-иона) по модулю;

$$M_{\text{Э}}(\text{CuSO}_4) = \frac{160}{1 \cdot 2} = 80 \text{ г / моль};$$

$$m_{\text{В}} = C_{\text{Н}} \cdot V_{\text{В}} \cdot M_{\text{Э}} = 0,5 \cdot 0,2 \cdot 80 = 8 \text{ г};$$

2) Вычислите массу кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 200 мл 0,5 н раствора сульфата меди

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \cdot m_{\text{В}}}{M(\text{CuSO}_4)};$$

где $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$ – молярная масса кристаллогидрата сульфата меди (медного купороса), г/моль;

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{250 \cdot 8}{160} = 12,5 \text{ г}$$

3) Взвесьте расчетное количество кристаллогидрата с помощью весов и предварительно взвешенного часового стекла.

4) Перенесите навеску через воронку в мерную колбу на 250 мл и тщательно смойте дистиллированной водой из промывалки остатки вещества с часового стекла над воронкой. Воронку также тщательно обмойте из промывалки дистиллированной водой.

5) Навеску растворите в небольшом количестве воды, затем доведите объем раствора в колбе до метки, закройте пробкой и хорошо перемешайте.

6) Определите ареометром плотность полученного раствора.

7) Рассчитайте массовую долю CuSO_4 в полученном растворе, нормальную (эквивалентную) и молярную концентрации полученного раствора.

8) Рассчитайте ошибку эксперимента по формуле:

$$\pm \Delta_{\text{АБС}} = C_{\text{Н}}(\text{теор}) - C_{\text{Н}}(\text{он});$$

$$\Delta = \frac{|\Delta_{\text{АБС}}|}{C_{\text{Н}}(\text{теор})} \cdot 100\%$$

9) Результаты расчетов сведите в таблицу 3.3.

Таблица 3.3

№	Наименование показателя	Значения
1	Объем заданного раствора, мл	
2	Нормальность заданного раствора, моль/л	
3	Масса CuSO_4 , необходимая для приготовления раствора, г	
4	Масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимая для приготовления раствора, г	
5	Плотность приготовленного раствора, г/мл	
6	Массовая доля CuSO_4 в приготовленном растворе, %	
7	Молярная концентрация приготовленного раствора, моль/л	
8	Нормальная (эквивалентная) концентрация приготовленного раствора, моль/л	
9	Относительная ошибка эксперимента, %	

Опыт 2. Определение массовой доли растворенного вещества в растворе эквивалентной концентрации

Задание: Определить массовую долю CuSO_4 в полученном растворе.

1) Пользуясь таблицей 3.4, определите массовую долю полученного раствора.

Таблица 3.4

Массовая доля (ω) CuSO_4, %	Плотность (ρ) раствора CuSO_4, г/мл
1	1,009
2	1,019
4	1,040
6	1,062
8	1,084
10	1,107

2) Если в таблице нет замеренных значений плотности, то массовая доля рассчитывается методом интерполяции (см. опыт 1, лабораторной работы № 1).

Пусть замеренная плотность раствора CuSO_4 равна 1,072 г/мл. Для расчета выберем по таблице значения плотности меньше и больше замеренного и соответствующие им концентрации.

Найдите разность в значениях массовой доли и плотности:

$$\begin{array}{r}
 8\% - 1,084 \\
 6\% - 1,062 \\
 \hline
 2\% - 0,022
 \end{array}$$

Далее из большего значения плотности необходимо вычесть
замеренное значение (1,072): $1,084 - 1,072 = 0,012$

Составьте пропорцию: $2\% - 0,022$

$$x - 0,012$$

$$x = \frac{2 \cdot 0,012}{0,022} = 1,091\%$$

Полученное значение массовой доли (1,091%) отнимите от 8%:

$$8 - 1,091 = 6,909\%$$

Это будет массовая доля CuSO_4 в приготовленном растворе. Занесите
рассчитанное значение в таблицу 3.3.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка Н. Л. Общая химия.: Уч. пособие для вузов.–изд. стереотипное - М.: КноРус, 2016.- 752 с.
2. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: Уч. пособие для вузов–М.: КноРус, 2016.- 240 с.
3. Гольбрайх З. Е. Химия. Сборник задач и упражнений: Уч. пособие - М.:Высшая школа, 2013.-224с.
4. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебник. — Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2014. — 744 с. — Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684.
5. Коровин, Н.В. Общая химия. Теория и задачи [Электронный ресурс]: учебное пособие / Н.В. Коровин, Н.В. Кулешов, О.Н. Гончарук [и др.]. — Электрон. дан. — СПб.: Лань, 2014. — 491 с. — Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723.
6. Денисов, В.В. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / В.В. Денисов, В.М. Таланов, И.А. Денисова [и др.]. — Электрон. дан. — Ростов-на-Дону : Феникс, 2013. — 576 с. — Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=70305.
7. Андросюк, Е.Р. Лабораторный практикум и контрольные задания по общей химии / Е.Р. Андросюк, С.А. Орлова, О.О. Тужиков. - Волгоград: ВолгГТУ, 2012. - 120 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
1. Общие понятия о растворах.....	4
1.1. Характеристика растворов.....	4
1.2. История изучения растворов и процессов растворения....	6
1.3. Растворимость	9
1.4. Способы выражения количественного состава растворов..	12
1.5. Примеры решения типовых задач.....	15
1.6. Контрольные задания.....	20
2. Свойства растворов неэлектролитов.....	25
2.1. Законы Рауля.....	25
2.2. Давление пара растворителя над раствором.....	25
2.3. Давление пара идеальных и реальных растворов	28
2.4. Температура кристаллизации разбавленных растворов	31
2.5. Температура кипения разбавленных растворов.....	33
2.6. Осмотическое давление разбавленных растворов. Закон Вант-Гоффа.....	36
2.7. Примеры решения типовых задач.....	44
2.8. Контрольные задания.....	50
3. Лабораторные работы.....	56
3.1. Правила техники безопасности при работе в лаборатории .	56
3.2. Лабораторная работа № 1.....	57
3.3. Лабораторная работа № 2.....	60
Список рекомендуемой литературы.....	64

Электронное учебное издание

Елена Анатольевна **Перевалова**

Растворы

Учебное пособие

Электронное издание сетевого распространения

Редактор Матвеева Н.И.

Темплан 2018 г. Поз. № 52.

Подписано к использованию 02.07.2018. Формат 60x84 1/16.

Гарнитура Times. Усл. печ. л. 4,13.

Волгоградский государственный технический университет.

400005, г. Волгоград, пр. Ленина, 28, корп. 1.

ВПИ (филиал) ВолгГТУ.

404121, г. Волжский, ул. Энгельса, 42а.